

Demostudo

Por: Thayssa Victória Cirilo Oliveira

Leis de Lavoisier e Proust

2020

Roteiro de Estudos	2
Leis Ponderais ou Leis das Reações Químicas	3
Lei de Conservação das Massas – Lei de Lavoisier	3
Lei das Proporções Constantes ou Lei das Proporções Definidas – Lei de Proust	5
1° Passo: Monte a reação	9
2° Passo: Regra de três	10
3° Passo: Monte uma nova reação, substituindo o reagente em excesso	10
4° Passo: Descobrir quanto terá de produto	10
5° Passo: Monte a sua resposta	11
Lista de Exercícios	11
Gabarito	15

1. Roteiro de Estudos

- **Conteúdo:** Leis de Lavoisier e Proust

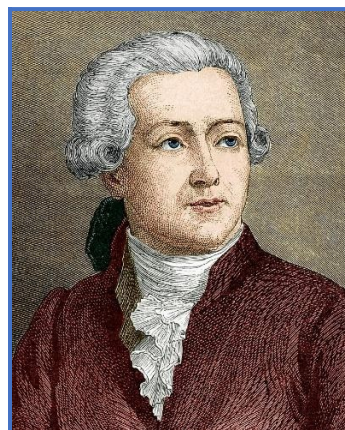
- **Sugestões para complemento do estudo:**
 - Sugestão de videoaula: Lei de Lavoisier:
<https://www.youtube.com/watch?v=5uafdmk-C2Q>
 - Sugestão de videoaula : Lei de Proust: https://www.youtube.com/watch?v=rn025_jZUYQ
 - Sugestão de exercícios: PDF com 40 questões sobre leis ponderais:
<https://www.profpc.com.br/Exerc%C3%ADcios%20de%20Qu%C3%ADmica/Setor%20Gama/Gama%20-%20M%C3%B3dulo%2013.pdf>

- **Ações a serem tomadas:**
 - I. Ler o material abaixo;
 - II. Fazer a lista de exercícios;
 - III. Conferir o gabarito e as resoluções;
 - IV. Realizar as sugestões acima.

2. Leis Ponderais ou Leis das Reações Químicas

Diante do avanço da Química como uma ciência bem fundamentada, no século XVIII, muitos cientistas, por meio de estudos metódicos e experiências cuidadosas, foram introduzindo leis importantes que conseguiram explicar como as reações químicas ocorrem e como as substâncias se comportam com uma regularidade de modo geral.

Entre essas leis temos as leis ponderais, que são aquelas que relacionam as massas dos participantes de uma reação química.



3. Lei de Conservação das Massas – Lei de Lavoisier

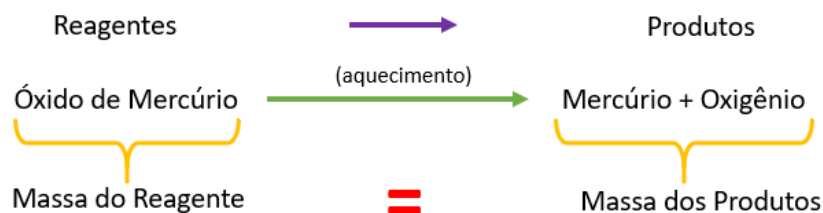
Essa lei foi proposta por Antoine Laurent Lavoisier por volta de 1775.

Lavoisier realizou um experimento usando uma certa massa de óxido de mercúrio como reagente, o qual foi aquecido dentro de um **sistema fechado**. O produto desta reação química foi mercúrio e oxigênio, cujas **massas somadas foram idênticas ao número da massa do reagente**. A equação química da reação descrita acima está mostrada abaixo:

Antoine Laurent Lavoisier

Fonte da imagem:

<https://ocaisdamemoria.com/2017/05/08/guilhotinado-antoine-de-lavoisier/>

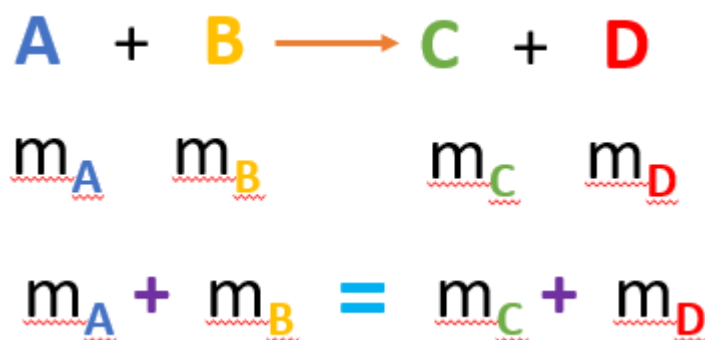


Com Experimento de Lavoisier

esse

Fonte da imagem: Criação do revisor

experimento, Lavoisier chegou à seguinte conclusão: **“Em um sistema fechado, a massa total dos reagentes é igual à massa total dos produtos”**. Matematicamente, temos:



Relação matemática da Lei de Lavoisier – A soma das massas dos reagentes é igual a soma das massas dos produtos

Fonte da imagem: Criação do revisor

Atualmente, essa lei é mais conhecida pelo seguinte enunciado:

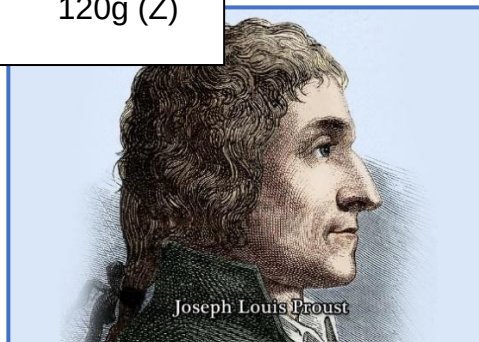
“Na natureza, nada se cria, nada se perde, tudo se transforma”

Exemplo:

Ao reagir 50g do reagente “X” com 70g do reagente “Y”, teremos obrigatoriamente a massa do produto “Z” sendo 120g.

Atenção! Para que isso seja válido, esse processo precisa ser realizado em um **sistema fechado**.

$$\begin{array}{lcl} 50\text{g de X} + 70\text{g de Y} & & \text{Zg} \\ \text{X} + \text{Y} = 120\text{g} & = & 120\text{g (Z)} \end{array}$$



4. Lei das Proporções Constantes ou Lei das Proporções Definidas – Lei de Proust

Essa lei foi proposta por Joseph Louis Proust em 1799.

Proust analisou diversas substâncias e descobriu que a **proporção ou composição em massa** de cada um dos elementos que formam **determinada substância era constante**, independentemente do seu processo de obtenção.

Um dos exemplos dessas análises foi através do experimento por eletrólise. Após passar uma contínua corrente elétrica na água, ela se decompõe, originando, proporcionalmente, H (hidrogênio) e O (oxigênio).

Joseph Louis Proust

Fonte da imagem:

<https://www.achartigos.com.br/joseph-louis-proust.html>

	Massa da água	→ massa do hidrogênio	+ massa do oxigênio	Proporção:
1º experimento	4,5 g	0,5g	4,0g	0,5/4,0 = 1/8
2º experimento	9,0 g	1,0g	8,0g	1,0/8,0 = 1/8
3º experimento	18,0 g	2,0g	16,0g	2,0/16,0 = 1/8
4º experimento	100,0 g	11,11	88,88g	11,11/88,88 = 1/8

Resultados do Experimento de Proust

Fonte da tabela: <http://quimicaxquebracabeca.blogspot.com/2014/05/leis-ponderais-no-seculo-xviii-houve-um.html>

Dessa forma, Proust observou uma constância na proporção 1/8. **Fixa, imutável e constante**, como ele próprio definiu.

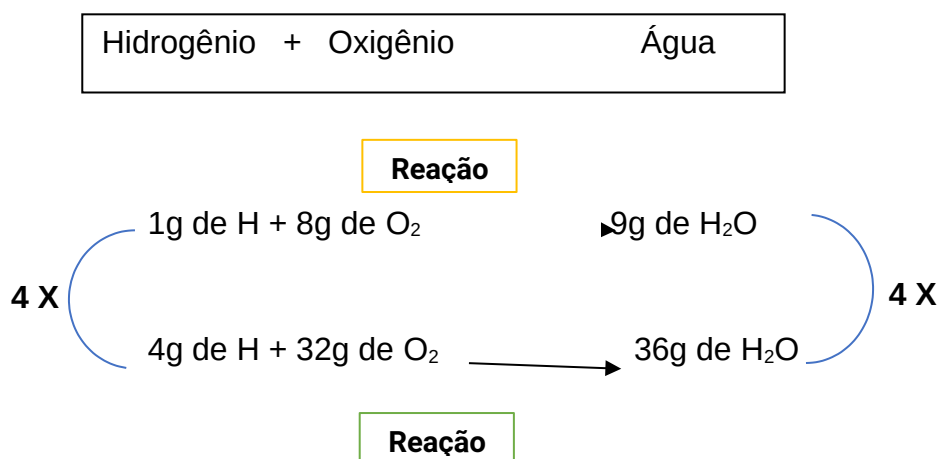
Proust enunciou, então, a seguinte lei ponderal:

“Toda substância possui uma proporção fixa, constante e invariável em massa em sua composição.”

Essa lei foi estendida para as reações químicas:

“Em uma reação química, há uma relação fixa, constante e invariável entre as massas das substâncias participantes.”

Exemplo:

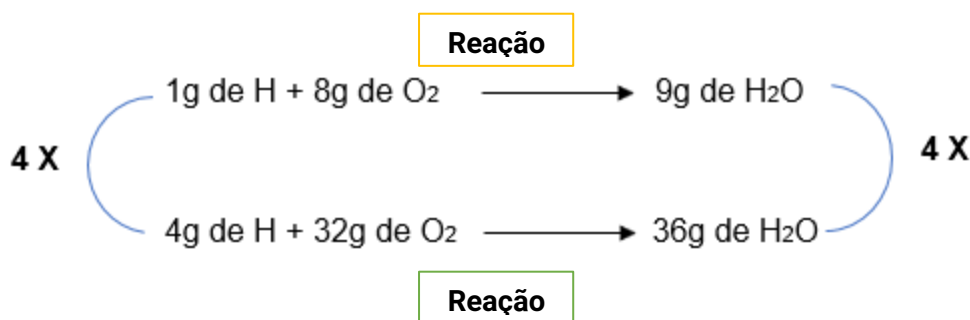


Como 1g de hidrogênio reage com 8g de oxigênio, ao utilizarmos 4g de hidrogênio (4 vezes mais), precisaremos seguir essa mesma proporção para o oxigênio. Assim, teremos que quadruplicar a massa de oxigênio, e como consequência, a massa de produto (a água) também seguirá essa mesma proporção e terá seu valor quadruplicado.

É como se fosse uma receita de bolo, pense da seguinte maneira: você sabe fazer um bolo que serve 9 pessoas, porém você terá que servir 18 pessoas em uma festa de família. Você quer muito utilizar a mesma receita, pois é o seu bolo favorito! O que você deve fazer? Bom, para que as 18 pessoas degustem do bolo, será necessário apenas dobrar a receita. A Lei de Proust é tão simples

quanto essa explicação. Para provar, vamos analisar o exemplo sob outro ângulo.

No exemplo acima, concluímos que ao adicionar 4g de hidrogênio, todos os outros componentes da reação tiveram suas massas quadruplicadas:



Para provarmos a Lei de Proust, basta fazermos a seguinte relação:

Reação
 Reação

Para a Lei de Proust ser considerada válida nesse caso, a proporção deve ser **constante**.

Simplificando as razões, temos a seguinte proporção:

4:4:4

Vimos então que a **proporção é constante**, fixa e imutável e, portanto, provamos assim a Lei de Proust.

Sempre que a **proporção NÃO for constante**, os reagentes irão de comportar de maneira diferentes. Teremos um reagente limitante e um reagente em excesso.

Reagente Limitante

É aquele que será completamente consumido e limitará a quantidade de produto originado da reação, uma vez que, ao ser todo consumido, a reação para.

Reagente em Excesso

O reagente em excesso é o que sobra em uma reação, ou seja, é o que não será totalmente consumido. Ele está em uma quantidade maior que os outros reagentes.

Para melhor entender, vamos fazer a seguinte analogia:

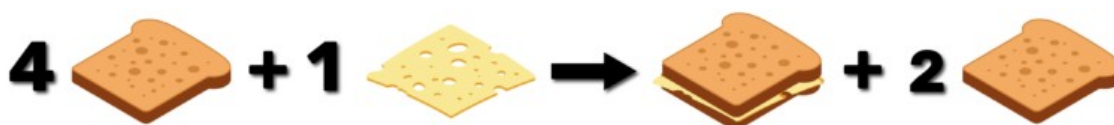
Imagine que você deseje fazer sanduíches da seguinte forma:



Analogia com os conceitos de reagente em excesso e limitante

Fonte da imagem: <https://blog.biologiatotal.com.br/reagente-limitante-e-em-excesso/>

Nessa situação, conseguimos formar 1 sanduíche com 2 fatias de pão e 1 fatia de queijo. Agora, imagine a seguinte situação:



Analogia com os conceitos de reagente em excesso e limitante

Fonte da imagem: <https://blog.biologiatotal.com.br/reagente-limitante-e-em-excesso/>

Já nessa situação, conseguimos formar 1 sanduíche com 2 fatias de pão e 1 de queijo, mas para as outras 2 fatias de pão não há queijo para formar mais um sanduíche. Com isso, sobram 2 fatias de pão. Assim, o **pão é o reagente em excesso**.

Percebeu que, não importa a quantidade de pão, se só tivermos o queijo, só poderemos formar um sanduíche?

É exatamente por isso que, nesse caso, **o queijo é o reagente limitante**: a quantidade de sanduíches formados só depende dele.

Assim, existem duas coisas que precisamos lembrar para o cálculo com reagentes em excesso e limitante:

1. A quantidade de produto formada só depende da quantidade do reagente limitante.

2. O reagente em excesso não é inteiramente consumido na reação.

Agora, vamos analisar um exemplo aplicado à Química que mostrará o passo a passo do cálculo dos reagentes limitantes e em excesso.

- Sabe-se que 28g de cal podem ser hidratados com 9g de água para formar Hidróxido de Cálcio. Determine a massa de hidróxido de cálcio formada na reação entre 140g de cal e 80g de água.

1º Passo: Monte a reação

28g de cal + 9g de água

37g de Hidróxido de Cálcio

Reação

140g de cal + 80g de água

Xg de Hidróxido de Cálcio

Reação

Provando a Lei de Proust:

$$\frac{140g}{28g} = 5 \quad \frac{80g}{9g} = 8,9$$

Reação

Reação

Realizando o cálculo, podemos ver que o resultado **não é constante**:

$$\frac{140g}{28g} = 5 \quad \frac{80g}{9g} = 8,9$$

Analisando essa proporção encontrada, e a relacionando com a quantidade dada pela questão, conseguimos deduzir que há muita água para pouca cal, ou seja, está faltando cal e sobrando água. Portanto, **a cal é o reagente limitante e a água é o reagente em excesso.**

2° Passo: Regra de três

Se 28g de cal reagem com 9g de água, quantas gramas de água são necessárias para reagir com 140g de cal?

$$\begin{array}{l} 28\text{g de cal} \text{ ----- } 9\text{g de água} \\ 140\text{g de cal} \text{ ----- } X\text{g de água} \end{array}$$

Realizando o cálculo, chegamos à conclusão de que são necessários 45g de água pra reagir com 140g de água.

Utilizou-se nessa reação 80g de água, ou seja, 35g a mais do que a quantidade necessária, portanto, temos **35g de água em excesso.**

3° Passo: Monte uma nova reação, substituindo o reagente em excesso

28g de cal + 9g de água	37g de Hidróxido de Cálcio	Reação
140g de cal+ 45g de água	Xg de Hidróxido de Cálcio	Reação

Prove a Lei de Proust:

$$\frac{140\text{g}}{28\text{g}} = \frac{45\text{g}}{9\text{g}}$$

Reação

Agora, temos **uma constante:**

$$5:5$$

4º Passo: Descobrir quanto terá de produto

Com a Lei de Proust sendo provada, sabemos que as proporções entre os reagentes e produtos é fixa e bem definida, ou seja, todos devem resultar, no caso desse exemplo, na constante igual a 5. Com isso, podemos montar a razão abaixo com X (quantidade em gramas do Hidróxido de Sódio que deverá ser formado na reação 2) dividido por 37g de Hidróxido de Cálcio formado na reação 1.

$$\frac{Xg}{37g} = 5$$

Realizando o cálculo, chegamos à conclusão de que X é igual a 185g.

5º Passo: Monte a sua resposta

28g de cal + 9g de água

37g de Hidróxido de Cálcio

Reação

140g de cal + 80g de água

185g de Hidróxido de Cálcio

Reação A

massa de hidróxido de cálcio formada é de 185g, sendo que há na reação, 35g em excesso de água.

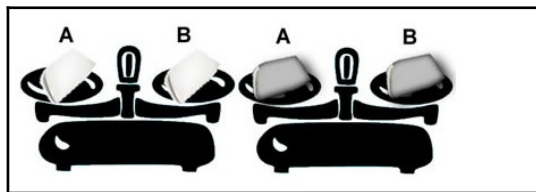
Obs: A questão anterior foi criada pela professora de química do CEFET MG, Ívina Paula de Souza.

Lista de Exercícios

1) (UEL-PR) 46,0 g de sódio reagem com 32,0g oxigênio formando peróxido de sódio. Quantos gramas de sódio serão necessários para obter 156 g de peróxido de sódio?

a) 23,0

- b) 32,0
- c) 69,0
- d) 78,0
- e) 92,0



2) (UESPI) Qualquer que seja a procedência ou processo de preparação do NaCl, podemos afirmar que sua composição é sempre 39,32% de sódio e 60,68% de cloro, com base na lei de:

- a) Lavoisier
- b) Dalton
- c) Proust
- d) Richter
- e) Avogadro

3) (Fuvest-SP) Os pratos A e B de uma balança foram equilibrados com um pedaço de papel em cada prato e efetuou-se a combustão apenas do material contido no prato A. Esse procedimento foi repetido com palha de aço em lugar de papel. Após cada combustão, observou-se:

Fonte:

<https://exercicios.brasilecola.uol.com.br/exercicios-quimica/exercicios-sobre-lei-lavoisier.htm>

- | Com papel | Com palha de aço |
|-------------------------|----------------------|
| a) A e B no mesmo nível | A e B no mesmo nível |
| b) A abaixo de B | A abaixo de B |

- | | | |
|----|---------------|----------------------|
| c) | A acima de B | A acima de B |
| d) | A acima de B | A abaixo de B |
| e) | A abaixo de B | A e B no mesmo nível |

4) (Fuvest 2008) Devido à toxicidade do mercúrio, em caso de derramamento desse metal, costuma-se espalhar enxofre no local, para removê-lo. Mercúrio e enxofre reagem, gradativamente, formando sulfeto de mercúrio. Para fins de estudo, a reação pode ocorrer mais rapidamente se as duas substâncias forem misturadas num almofariz. Usando esse procedimento, foram feitos dois experimentos. No primeiro, 5,0 g de mercúrio e 1,0 g de enxofre reagiram, formando 5,8 g do produto, sobrando 0,2 g de enxofre. No segundo experimento, 12,0 g de mercúrio e 1,6 g de enxofre forneceram 11,6 g do produto, restando 2,0 g de mercúrio.

Mostre que os dois experimentos estão de acordo com a lei da conservação da massa (Lavoisier) e a lei das proporções definidas (Proust).

5) (Fuvest-SP) Quando 96 g de ozônio se transformam completamente, a massa de oxigênio comum produzida é igual a:

- a) 32 g.
- b) 48 g.
- c) 64 g.
- d) 80 g.
- e) 96 g.

6) (UFMG) Considere as seguintes reações químicas, que ocorrem em recipientes abertos, colocados sobre uma balança:

- I - Reação de bicarbonato de sódio com vinagre, em um copo.
- II - Queima de álcool, em um vidro de relógio.
- III - Enferrujamento de um prego de ferro, colocado sobre um vidro de relógio.

IV - Dissolução de um comprimido efervescente, em um copo com água.

Em todos os exemplos, durante a reação química, a balança indicará uma diminuição da massa contida no recipiente, exceto em:

- a) III
- b) IV
- c) I
- d) II

7) (Mackenzie-SP) Adicionando-se 4,5 g de gás hidrogênio a 31,5 g de gás nitrogênio originam-se 25,5 g de amônia, sobrando ainda nitrogênio que não reagiu. Para se obter 85 g de amônia, a quantidade de hidrogênio e de nitrogênio necessária é, respectivamente:

- a) 15,0 g e 70,0 g.
- b) 10,6 g e 74,4 g.
- c) 13,5 g e 71,5 g.
- d) 1,5 g e 83,5 g.
- e) 40,0 g e 45,0 g

8) (Unesp-SP) Numa viagem, um carro consome 10 kg de gasolina. Na combustão completa deste combustível, na condição de temperatura do motor, formam-se apenas compostos gasosos. Considerando-se o total de compostos formados, pode-se afirmar que os mesmos:

- a) não têm massa.
- b) pesam exatamente 10 kg.
- c) pesam mais que 10 kg.
- d) pesam menos que 10 kg.

e) são constituídos por massas iguais de água e gás carbônico.

9) (Fatec-SP) A queima de uma amostra de palha de aço produz um composto pulverulento de massa:

a) menor que a massa original de palha de aço.

b) igual à massa original da palha de aço.

c) maior que a massa original da palha de aço.

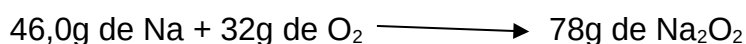
d) igual à massa de oxigênio do ar que participa da reação.

e) menor que a massa de oxigênio do ar que participa da reação.

10) (Prof. Ívina Paula- CEFET MG) Sabe-se que nitrogênio e hidrogênio se combinam na proporção em massa de 14:3 respectivamente, para formar amônia. Determine a massa de amônia formada quando 42g de nitrogênio forem colocados para reagir com 12g de hidrogênio.

Gabarito

Questão 1. Letra “E”



O exercício nos pede para calcularmos a quantidade de Na para produzimos 156g de Na_2O_2 . Perceba que a nova quantidade de Na_2O_2 é o dobro da quantidade de Na_2O_2 da reação apresentada acima.

Se seguirmos a Lei de Proust, temos que em uma reação química a massa dos participantes segue uma constante. Então, se a massa do produto dobra, a massa de todos os participantes dobra também.

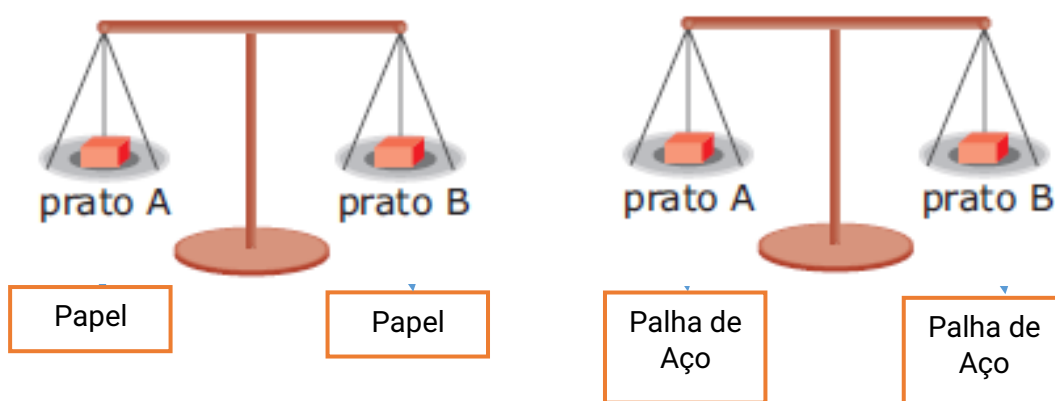
Se na reação dada tínhamos 46g de Na, na nova reação teremos:

$$46\text{g} \times 2 = 92,0\text{g}$$

Questão 2. Letra “C”

Segundo a Lei de Proust, “**toda substância possui uma proporção fixa, constante e invariável em massa em sua composição.**”

Questão 3. Letra “D”

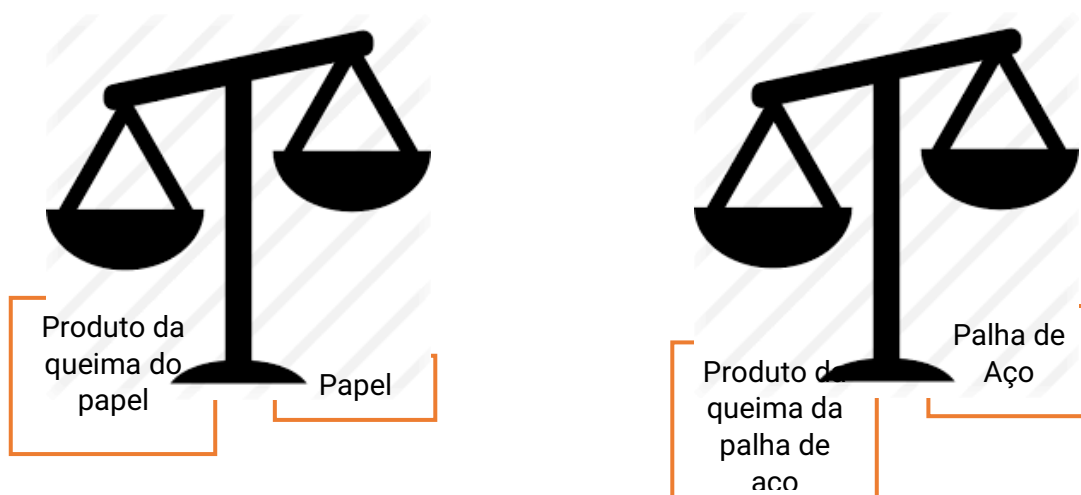


As balanças representadas acima, estão em equilíbrio. Durante a combustão, veja o que acontece com cada material:

- Já a queima do papel produz dióxido de carbono que é um gás e escapa para a atmosfera. Dessa forma, o produto da queima do papel **perde massa** e fica mais leve que o papel que não sofreu combustão. Logo, o prato A pesará menos que o prato B.
- Na queima da palha de aço (vale informar que a palha de aço é constituída basicamente de ferro) é produzido o óxido de ferro que é sólido. Percebe-se então, que é **incorporada à massa** da palha de aço o elemento oxigênio. Com isso, o produto da queima da palha de aço é

mais pesado que a palha de aço sem sofrer combustão. Logo, o prato B pesará mais que o prato A.

Após a combustão, as balanças ficarão da seguinte maneira:



Balança com papel: **prato A acima do prato B**

Balança com palha de aço: **prato A abaixo do prato B**

Questão 4.

Provando a Lei de Lavoisier:

- Monte as reações **tirando o excesso** da substância gerada no produto da respectiva quantidade da mesma substância no reagente.

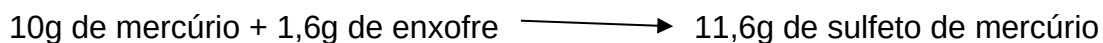
Reação I:

Reagente em excesso – Enxofre: 1g de enxofre nos reagentes e 0,2g de excesso de enxofre nos produtos. Dessa forma, o quede fato de enxofre que reagiu foi: $1\text{g} - 0,2\text{g} = 0,8\text{g}$ de enxofre. Aplicando na reação fica:

5g de mercúrio + 0,8g de enxofre \longrightarrow 5,8g de sulfeto de mercúrio

Reação II:

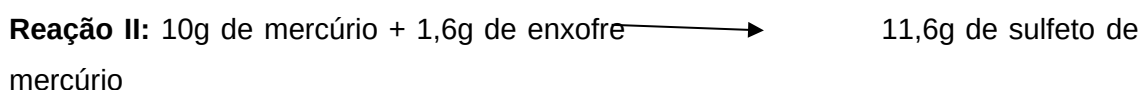
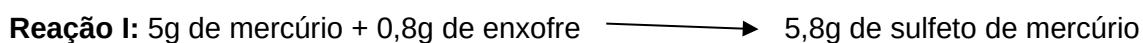
Reagente em excesso – Mercúrio: 12g de mercúrio nos reagentes e 2g de excesso de mercúrio nos produtos. Dessa forma, o que de fato de mercúrio que reagiu foi: $12\text{g} - 2\text{g} = 10\text{g}$ de mercúrio. Aplicando na reação fica:



Perceba que em ambas as reações, após a retirada dos excessos, a soma das massas dos reagentes é igual a soma das massas dos produtos. Com isso, fica provada a Lei de Lavoisier.

Provando a Lei de Proust:

- Monte as reações **tirando o excesso** da substância gerada no produto da respectiva quantidade da mesma substância no reagente.



- Encontre a proporção:

$$\frac{10}{5} = \frac{1,2}{0,8} = \frac{11,6}{5,8}$$

Reação
Reação

Proporção - 2:2:2

Perceba que encontramos uma relação fixa, constante e invariável entre as massas das substâncias participantes. Assim, fica provada a Lei de Proust.

Questão 5. Letra “E”

Como 96g de ozônio representa a massa total dos reagentes da reação informada, segundo a Lei de Lavoisier a soma das massas dos reagentes é igual a soma das massas dos produtos, concluímos que o produto formado, o oxigênio comum, terá massa igual a 96g (a massa se conserva).

Questão 6. Letra “A”

Para que se perceba uma diminuição da massa representada na balança, a reação tem que perder massa para o meio. Uma forma de perder massa, em uma reação em um sistema aberto, é com a produção de gás.

I - Reação de bicarbonato de sódio com vinagre, em um copo – Produz o Ácido Carbônico que imediatamente se decompõe formando o Dióxido de Carbono (CO_2), gás responsável pelas bolhas geradas.

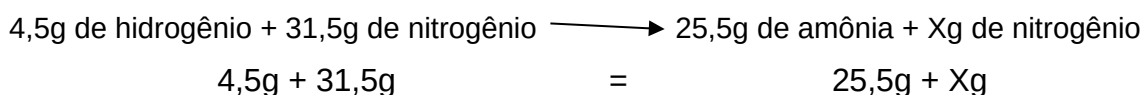
II - Queima de álcool, em um vidro de relógio – Produz água e Dióxido de Carbono (CO_2), gás que escapa do sistema.

III - Enferrujamento de um prego de ferro, colocado sobre um vidro de relógio – Produz Óxido de Ferro. Percebe-se então, que é **incorporada à massa** do prego de ferro o elemento oxigênio. Isso faz a massa do prego aumentar.

IV - Dissolução de um comprimido efervescente, em um copo com água – Como os comprimidos efervescentes são em sua maior parte constituídos de Bicarbonato de Sódio, em contato com a água produz Dióxido de Carbono (CO_2), gás responsável pelas bolhas geradas (efervescência).

Questão 7. Letra “A”

- Primeiro, vamos descobrir quanto de nitrogênio em excesso foi formado nos produtos. Aplicando a Lei de Lavoisier, temos:



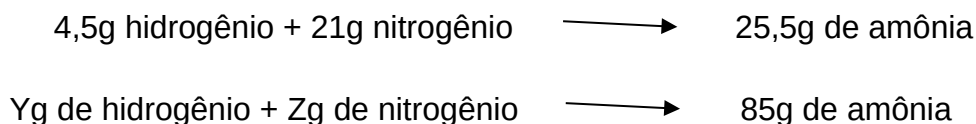
$$36\text{g} = 25,5\text{g} + X\text{g}$$

$$X\text{g} = 10,5\text{g de nitrogênio}$$

Então, há 10,5g de nitrogênio em excesso nos produtos.

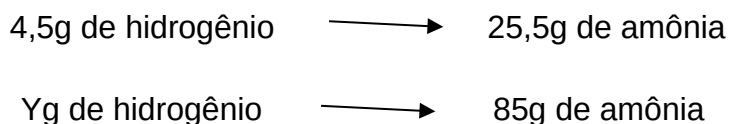
- Segundo, reescreva a reação, **tirando o excesso** da substância gerada no produto da respectiva quantidade da mesma substância no reagente. E, também escreva a reação com a nova quantidade de produto desejada.

Reagente em excesso – Nitrogênio: 31,5g de nitrogênio nos reagentes e 10,5g de excesso de nitrogênio nos produtos. Dessa forma, o que de fato de nitrogênio que reagiu foi: $31,5\text{g} - 10,5\text{g} = 21\text{g}$ de nitrogênio. Aplicando na reação fica:



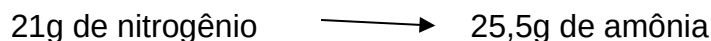
- Terceiro, vamos fazer regras de três para descobrir as quantidades de hidrogênio e nitrogênio.

o Hidrogênio:



$$Y = 15\text{g de hidrogênio}$$

o Nitrogênio:



Zg de nitrogênio \longrightarrow 85g de amônia

Z = 70g de nitrogênio

- Por último, com os valores encontrados, monte a reação:

15g de hidrogênio + 70g de nitrogênio \longrightarrow 85g de amônia

Questão 8. Letra “C”

Para representar a queima da gasolina, usamos a seguinte reação genérica:

10kg de Gasolina + Xkg O₂ \longrightarrow CO₂ + H₂O

Perceba que para que ocorra a combustão, faz-se necessário oxigênio. Assim, é **incorporada à massa** da gasolina o elemento oxigênio. Dessa forma, é somada à massa de 10kg de gasolina uma certa quantidade de oxigênio. Como a combustão ocorre em sistema fechado, segundo Lavoisier, a soma da massa dos reagentes é igual a soma das massas dos produtos. Assim, a massa dos produtos será dada por: 10kg de Gasolina + Xkg O₂. Com isso, os produtos formados pesam mais que a massa só da gasolina – pesam mais que 10kg.

Questão 9. Letra “C”

A combustão da palha de aço pode ser representada pela equação:

$4\text{Fe}_{(s)} + 3\text{O}_{2(g)} \longrightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_{3(s)}$

Observe que na queima da palha de aço é produzido o óxido de ferro. Percebe-se então, que é incorporada à massa da palha o elemento oxigênio. Com isso, o produto da queima da palha de aço possui maior massa.

Questão 10.

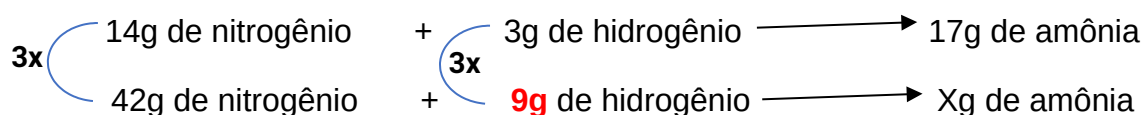
A partir da relação estabelecida, podemos dizer que:

14g de nitrogênio + 3g de hidrogênio	17g de amônia
42g de nitrogênio + 12g de hidrogênio	Xg de amônia

Perceba que a nova quantidade de nitrogênio (42g) é o triplo da quantidade de nitrogênio estabelecida na relação informada no enunciado (14g).

Se seguirmos a Lei de Proust, temos que em uma reação química a massa dos participantes segue uma constante. Então, se a massa de um dos componentes triplica, a massa de todos os outros participantes também triplica.

Sob essa análise, a reação com as novas quantidades fica:



Assim, descobrimos que 42g de nitrogênio reagem com 9g de hidrogênio. Como foi colocado para reagir 12g de hidrogênio e pela relação somente 9g de fato reagem, será formado nos produtos 3g de hidrogênio (reagente em excesso).

Agora, que conseguimos estabelecer de fato a relação entre as quantidades ideais, conseguimos descobrir a massa de amônia produzida. Para isso, vamos seguir a Lei de Lavoisier: a soma das massas dos reagentes é igual a soma das massas dos produtos.



$$42\text{g} + 9\text{g} = X\text{g}$$

$$51\text{g} = X\text{g}$$

$$X\text{g} = 51\text{g de amônia}$$

Revisado por: Milton Roberto da Silva Jr e Victória da Silva Sousa