# LEIS PONDERAIS - LEIS DE PROUST E LAVOISIER

**Lei de Lavoisier**

Lavoisier, depois de inúmeros experimentos percebeu que numa reação química a massa permanece constante, ou seja, a **massa total do sistema fica inalterada** num recipiente fechado.

|  |
| --- |
| A massa dos reagentes é igual a massa dos produtos.  (Na natureza nada se perde, nada se cria, tudo se transforma) |

Para constatar a lei de Lavoisier é bem simples. Vejamos: para o nosso exemplo vamos tomar a reação entre ácido clorídrico (HCl) e hidróxido de sódio (NaOH).

**Exemplo 1**

HCl(aq.) + NaOH(aq.)  -> NaCl(aq.) + H2O(l)

aq. = aquoso ( dissolvido em água)

Em um tubo em y    numa das pernas colocamos a solução aquosa de hidróxido de sódio, na outra  a solução de HCl; tampamos e levamos a uma balança para determinar a massa do sistema.



vamos supor que a massa é 120 g

Em seguida viramos o sistema colocando as substâncias em contato. Ocorrendo a reação que representamos anteriormente, pesamos novamente e encontramos a mesma massa.



pesando, encontraremos os mesmos 120 g

**Exemplo 2**

Queima do carvão e do ferro.

Na queima do carvão, temos uma diminuição da massa, quando é feita em sistema aberto. Lavoisier determinou que a queima ocorreria com o oxigênio do ar e formava CO2 (gás carbônico) que se perdia no meio ambiente, por isso não se observava a conservação de massa. Mas se a reação for feita em sistema fechado este gás não se perde e a massa é conservada.

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| carvão | + | oxigênio |  | gás carbônico |
| C(s) | + | O2(g) |  | CO2(g) |
| m1 | . | m2 |  | m3 |
|  | m1 +  m2 = m3 | | |  |

Na queima de ferro temos um aumento da massa, quando é feita em sistema aberto. Neste caso o ferro reage com o oxigênio do ar, formando óxido de ferro que é um sólido. O aumento da massa é por conta do oxigênio que estava no estado gasoso. Mas se a reação for feita num sistema fechado, observa-se a conservação da massa.

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| ferro | + | oxigênio |  | óxido de ferro |
| 2Fe(s) | + | O2(g) |  | 2FeO(s) |
| m1 | . | m2 |  | m3 |
|  | m1 +  m2 = m3 | | |  |

Portanto, em qualquer reação temos a obediência à lei de Lavoisier, ou seja, a massa dos reagentes é igual à massa dos produtos.

Para algumas reações que envolvem**substâncias gasosas, a lei da conservação das massas é observada em sistema fechado**.

**Exemplo 3**

Receita de bolo

Numa receita de bolo, os reagentes são todos os ingredientes e o produto é o bolo. Se pesarmos todos os ingredientes (reagentes) e no final pesarmos o bolo (produto) não teremos a mesma massa, por que?

A diferença na massa se dá por causa do fermento, que produz substância gasosa que se desprende do bolo, ocorrendo uma pequena diminuição da massa. Mas se fizermos o bolo num sistema completamente fechado, esta massa ficaria conservada.

|  |
| --- |
| Sistema fechado: Massa dos ingredientes = Massa do bolo |

É a partir da lei de Lavoisier que surge o **balanceamento das reações químicas** (coeficientes do balanceamento), que veremos em outras aulas.

**Lei de Proust**

Fazendo vários experimentos, Proust observou que uma substância apresenta sempre a mesma composição qualitativa e quantitativa, ou seja, constituída pelos mesmos elementos e sempre na mesma quantidade.

**Por exemplo, na água temos:**

H 11,1% da massa  
O 88,9% da massa

A partir desta constatação, a lei de Proust foi ampliada determinando que numa reação química há uma relação constante entre as massas de todas as substâncias participantes da reação.

**Exemplo 4**

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
|  | cálcio(s) + oxigênio(g)  óxido de cálcio(s) | | | | |
| Experimento 1 | 10 g |  | 4g |  | 14g |
| Experimento 2 | 20 g | 8 g | 28 g |
| Experimento 3 | 40 g | 16 g | 56 g |

|  |
| --- |
| Observe que em todos os casos há obediência à lei de Lavoisier |

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
|  | = | Experimento 1 10/4 | = | Experimento 2 20/8 | = | Experimento 3 40/16 | = | 5/2 |
|  | = | 10/14 | = | 20/28 | = | 40/56 | = | 5/7 |
|  | = | 4 /14 | = | 8/28 | = | 16/56 | = | 2/7 |

A partir destes experimentos é importante observar:

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
|  | Cálcio + Oxigênio  Óxido de cálcio | | | | |
| Experimento 1 | 10 g |  | 4g |  | 14g |
|  | x2 |  | x2 |  | x2 |
| Experimento 2 | 20 g |  | 8 g |  | 28 g |
|  | x2 |  | x2 |  | x2 |
| Experimento 3 | 40 g |  | 16 g |  | 56 g |

Do 1º para o 2º experimento, dobrando-se a massa de cálcio, dobramos a massa de oxigênio e dobramos a massa de óxido de cálcio produzida.

Do 1º para o 3º experimento, multiplicando-se por quatro a massa de cálcio, multiplicamos por quatro a massa de oxigênio e também a massa do óxido de cálcio.

Qualquer alteração feita numa substância, temos a**mesma alteração proporcional em todas as outras substâncias** participantes da reação.

Voltando à receita do bolo:

Já sabemos que a soma das massas dos ingredientes (reagentes) é igual à massa do bolo (produto).  - **LEI DE LAVOISIER**

Agora, se você quiser fazer um bolo que tenha o dobro da massa, vai ter de usar o dobro de cada ingrediente.

Se preferir fazer um bolo com a metade da massa, tem de usar a metade de cada ingrediente. - **LEI DE PROUST**

|  |
| --- |
| **VAMOS A UMA RECEITA**  Torta de mousse de morango.  **Ingredientes:**   * 600 g de morango (reserve a metade para decorar); * 2 xícaras ( chá ) de água; * Meia xícara ( chá ) de açúcar; * 2 caixas de gelatina sabor morango; * 2 caixas de creme de leite batido em chantili.   **Modo de preparar:**  Cozinhe o morango com a água, o açúcar e a gelatina. Deixe esfriar e bata no liquidificador. Junte o chantili para formar o mousse. Despeje em fôrma de aro removível. Decore com os morangos reservados. Leve à geladeira por 1 hora, desenforme e confeite.  Numa receita ocorrem várias reações químicas, e cada uma delas tem suas condições e tempo de ocorrência. Por isso a sequência da mistura dos ingredientes, as condições de temperatura (para cozinhar e depois para esfriar) devem ser seguidas rigorosamente, para que as reações aconteçam de forma a se obter sempre o mesmo produto final. Por isso o modo de preparar é muito importante. |

Esta receita rende 1 600 g (1,6 kg) de mousse. Mas vamos supor que você vai dar uma festa e quer fazer 8 000 g (8 kg). Portanto, você quer multiplicar esta receita por cinco, logo tem de multiplicar por cinco todos os ingredientes (Lei de Proust), ou seja:

* 3000 g de morangos.
* 10 xícaras (chá) de água.
* 2,5 xícaras (chá) de açúcar.
* 10 caixas de gelatina sabor morango.
* 10 caixas de creme de leite batido em chantili.

Quando fazemos a notação de uma reação química, temos na verdade uma receita, onde as fórmulas representam os ingredientes e o produto final. Os coeficientes do balanceamento determinam as quantidades de cada ingrediente e dos produtos obtidos.

Numa reação, os coeficientes do balanceamento representam o número de mol de cada participante de uma reação.

**Vamos recordar:**

|  |
| --- |
| massa molar = massa de 1 mol = (massa da fórmula)g |

**Exercícios**

**1)** Considerado o “Pai da Química Moderna” Antoine Lavoisier foi um químico francês que contribuiu para a introdução de diversos conceitos na área. Leia abaixo um trecho de um texto de Lavoisier e aponte qual o nome da Lei que ele se refere?

**2)** Numa dada experiência, foram combinados 3g de carbono e 8g de oxigênio, resultando na formação de Gás Carbônico (CO2). Se combinarmos 6g de carbono com 16g de oxigênio para formar o Gás Carbônico, qual lei ponderal está sendo aplicada?

**3)** UEFS-2011) Com objetivo de comprovar a Lei de Conservação das Massas em uma reação química — Lei de Lavoisier —, um béquer de 125,0mL, contendo uma solução diluída de ácido sulfúrico, H2SO4(aq), foi pesado juntamente com um vidro de relógio, contendo pequena quantidade de carbonato de potássio, K2CO3(s), que, em seguida, foi adicionado à solução ácida. Terminada a reação, o béquer com a solução e o vidro de relógio vazio foram pesados, verificando-se que a massa final, no experimento, foi menor que a massa inicial.  
Considerando-se a realização desse experimento, a conclusão correta para a diferença verificada entre as massas final e inicial é:

a) a Lei de Lavoisier não é válida para reações realizadas em soluções aquosas.  
b) a Lei de Lavoisier só se aplica a sistemas que estejam nas condições normais de temperatura e de pressão.  
c) a condição para a comprovação da Lei de Conservação das Massas é que o sistema em estudo esteja fechado.  
d) o excesso de um dos reagentes não foi levado em consideração, inviabilizando a comprovação da Lei de Lavoisier.  
e) a massa dos produtos de uma reação química só é igual à massa dos reagentes quando estes estão no mesmo estado físico.

**4)** Considerando que 200g de mercúrio reagem completamente com 16g de oxigênio para formar óxido de mercúrio, qual seria a massa de oxigênio necessária para produzir135 g de óxido de mercúrio?

**5)** Uma das alternativas para diminuir a quantidade de dióxido de carbono liberada para a atmosfera consiste em borbulhar esse gás em solução aquosa de hidróxido de sódio. A reação que ocorre pode ser representada da seguinte forma:

**dióxido de carbono + hidróxido de sódio → carbonato de sódio + água**

Sabendo que 44 g de dióxido de carbono reagem com o hidróxido de sódio, formando 106 g de carbonato de sódio e 18 g de água, qual é a massa de hidróxido de sódio necessária para que o gás carbônico seja totalmente consumido?

a) 20 g.

b) 62 g.

c) 80 g.

d) 106 g.

e) 112 g.