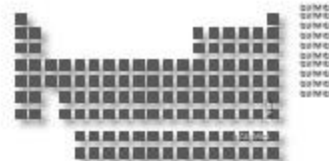




1	QUÍMICA GERAL
2	REAÇÕES QUÍMICAS
3	SIMBOLOGIA E BALANCEAMENTO
4	LEIS PONDERAIS
5	LAVOISIER, PROUST E DALTON



Reações Químicas - Simbologia

1. Equação química é a representação qualitativa e quantitativa de uma reação química.

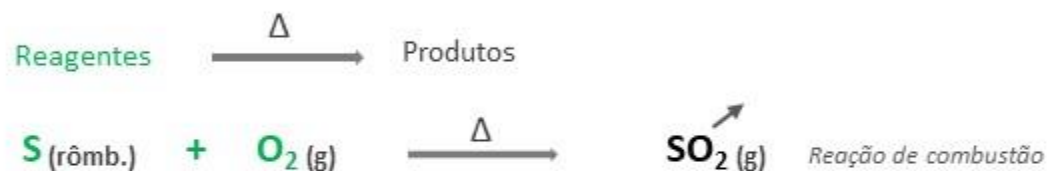


2. O estado físico (estado de agregação) das substâncias.

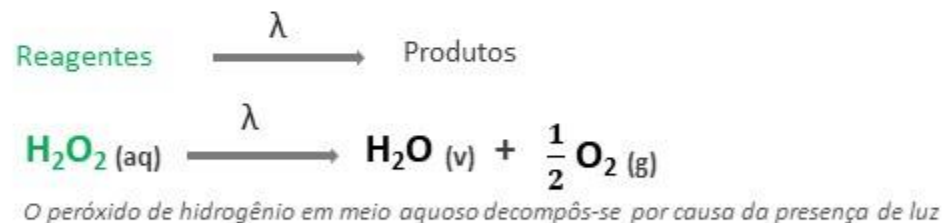
- gás = (g);
- vapor (v);
- líquido (l);
- moléculas ou íons em solução aquosa (aq);
- sólido (s)
- cristal (c);
- precipitado (ppt).

3. Símbolos ou substâncias que são colocados em cima da seta

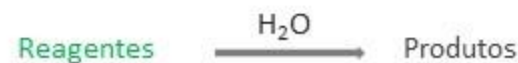
- **Aquecimento** - o símbolo Δ indica que houve aquecimento na reação



- **Presença de Luz** - o símbolo λ indica que a reação ocorre na presença de luz



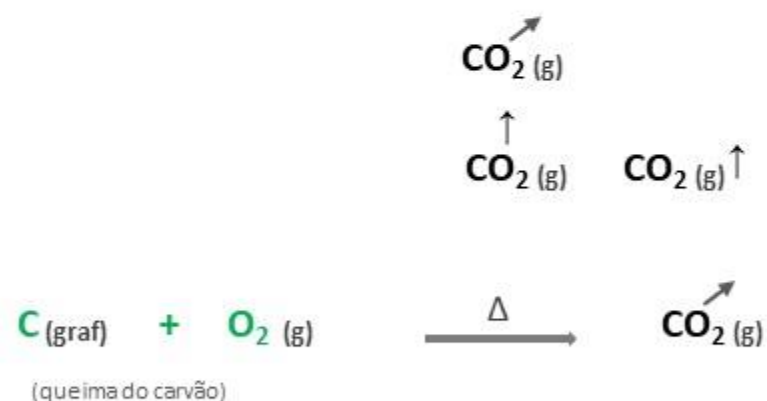
- **Água** - H_2O pode ser colocado em cima da seta indicando que a reação ocorre em meio aquoso.



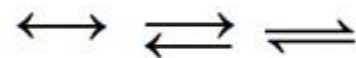
Reações Químicas - Simbologia

4. Símbolos nas substâncias

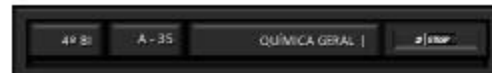
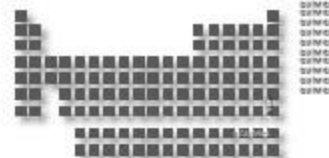
- **Desprendimento de gases** - indica-se por uma seta diagonal voltada para o lado direito da substância **gasosa**.



5. **Reações reversíveis** - são aquelas que ocorrem no sentido direto (esquerda para a direita, ou seja, reagente para produto) ou no sentido indireto (direita para a esquerda, ou seja, produto para reagente).

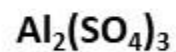


Reagentes \rightleftharpoons Produtos



Reações Químicas - Simbologia

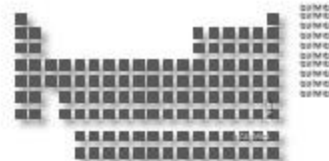
6. Fórmulas químicas - indicam não só quais são os elementos que estão nas substâncias e que participam das reações, mas também a quantidade de átomos de cada elemento. Isso é mostrado pelo índice, ou seja, pelo número subscrito. Quando o índice é igual a 1, ele não precisa ser escrito.



2 átomos de alumínio

3 átomos de enxofre

12 átomos de oxigênio



Reações Químicas - Balanceamento

Coeficientes e índices

Numa equação química, aparecem dois tipos de números: os COEFICIENTES e os ÍNDICES.

Índices - Os ÍNDICES DEVEM SER SUBSCRITOS à direita dos símbolos de cada um dos elementos componentes das substâncias.

Os ÍNDICES NÃO PODEM SER ALTERADOS.



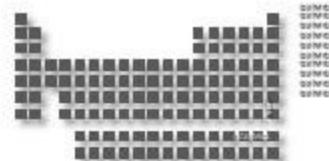
Coeficientes - Os coeficientes mostram a proporção estequiométrica em que os reagentes reagem e a quantidade de produtos.



Cada mol de molécula de O_2 , são necessárias dois mols de moléculas de H_2 para formar dois mols de moléculas de água.

Os COEFICIENTES SÃO OS NÚMEROS QUE APARECEM À ESQUERDA DE CADA UMA DAS SUBSTÂNCIAS. Em $2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$, o coeficiente para a água é 2.

Os COEFICIENTES MULTIPLICAM OS ÍNDICES. No caso de $2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$, há 4 átomos de hidrogênio e 2 átomos de oxigênio.



Reações Químicas - Balanceamento

No balanceamento da equação, para que o número de átomos seja acertado nos reagentes e nos produtos, os coeficientes podem ser alterados



Os coeficientes usados no balanceamento de uma equação química devem ser preferencialmente OS MENORES NÚMEROS INTEIROS POSSÍVEIS.



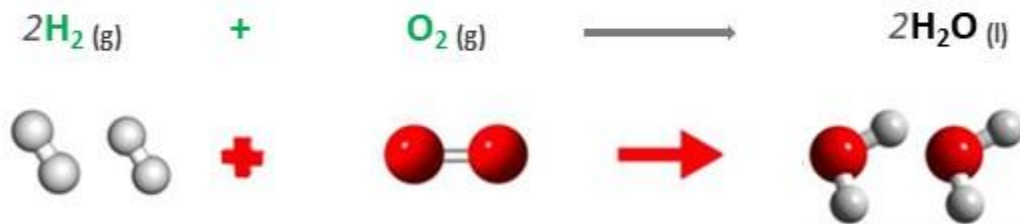
Para realizar o balanceamento, temos que colocar um número denominado COEFICIENTE ESTEQUIOMÉTRICO antes das fórmulas dos compostos.

Quando o coeficiente de uma equação for igual a **1**, não é preciso escrevê-lo.

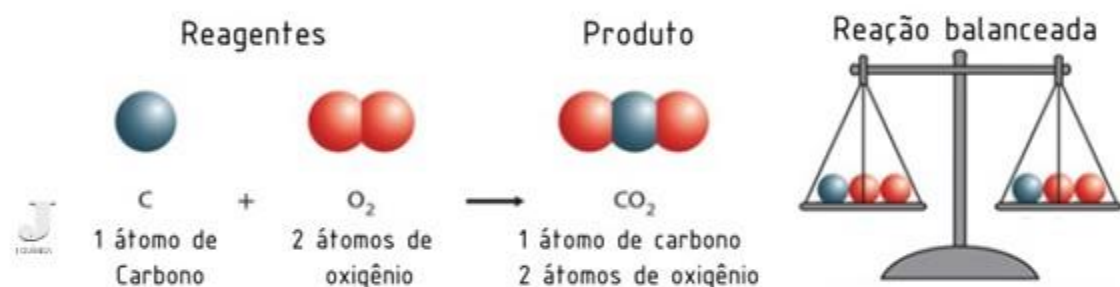


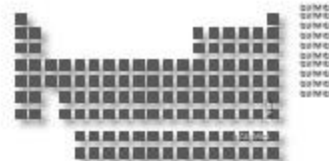
Reações Químicas - Balanceamento

Devemos verificar sempre se o número de átomos de cada elemento é o mesmo em ambos os lados da equação, ou seja, nos reagentes e nos produtos. Caso o número de átomos para cada um dos elementos seja o mesmo, tanto nos reagentes quanto nos produtos, dizemos que a equação química está balanceada. Caso não esteja balanceada, devemos fazê-lo.

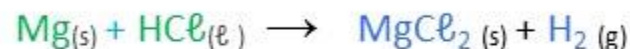


Outros exemplos:



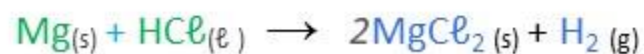


Reações Químicas - Balanceamento



Nessa equação, percebe-se que o número de átomos dos elementos hidrogênio e cloro não é o mesmo nos reagentes e produtos, ou seja, a equação não está balanceada. Isso significa que ela não está completa, pois não obedece à lei de Lavoisier.

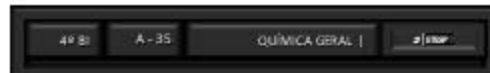
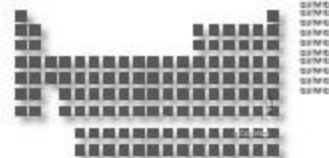
Para balancear a equação, podemos multiplicar a molécula de HCl por 2. Assim, teremos dois átomos de hidrogênio e dois átomos de cloro do lado dos reagentes e do lado dos produtos. O magnésio já estava balanceado.



Conseguimos, então, aplicar a lei de Lavoisier. Portanto, podemos dizer que essa equação está balanceada, uma vez que apresenta o mesmo número de átomos de cada elemento em ambos os lados da equação.

Devemos lembrar que, para ajustar uma equação química, usamos unicamente os coeficientes. Em nenhum caso trocamos os índices das fórmulas. Se fizermos isso, vamos alterar a identidade da substância.

Os coeficientes usados no balanceamento de uma equação química devem ser preferencialmente os menores números inteiros possíveis.



Reações Químicas - Balanceamento

Método **MACHO**

Metal 1º

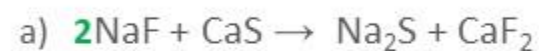
Ametal 2º

Carbono 3º

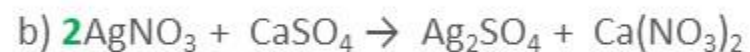
Hidrogênio 4º

Oxigênio 5º

Exemplos:

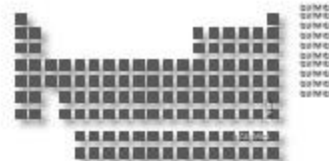


Resposta: 2 : 1 : 1 : 1



Resposta: 2 : 1 : 1 : 1





Reações Químicas – Leis Ponderais

É interessante notar que, nas reações, a massa e o número de espécies químicas microscópicas (átomos ou íons), presentes antes e depois da ocorrência da reação, mantêm-se constantes, isto é, ocorre conservação da massa e das espécies químicas microscópicas participantes da reação. Esse fenômeno é apoiado pelas leis de [Lavoisier](#), [Proust](#) e [Dalton](#) e também justificado pelo modelo atômico de Dalton.

Lei de Lavoisier

A lei de Lavoisier, chamada de lei da conservação da massa, popularizou-se com a seguinte afirmação: **“Na natureza, nada se cria, nada se perde, tudo se transforma”**.

*Em uma reação com sistema fechado, a massa total dos produtos é igual à dos reagentes. Isso quer dizer que, em uma equação química, o número total de átomos dos reagentes deve ser igual ao número total de átomos dos produtos, esta é a **Lei de Lavoisier**, também conhecida como **Lei de Conservação das Massas**.*

Com base nessa lei, podemos verificar se uma equação química está ou não devidamente representada. Para que ela esteja corretamente escrita, deve obedecer a essa lei, que leva em consideração alguns aspectos

Reações Químicas – Leis Ponderais

Definição

As Leis Ponderais são leis da natureza que regem todas as reações químicas que estudamos. É muito importante conhecer essas leis, porque elas só com elas conseguimos estudar a *Estequiometria e as reações químicas*.

Utilizamos estas leis como base para entender a natureza das **transformações químicas**

Quando ainda se discutia se a vida poderia surgir do nada e a “essência vital” do universo, dois “químicos” fizeram toda a diferença na evolução da química como uma ciência: **Lavoisier e Proust**.

Eles foram os primeiros a realmente entender como as reações químicas aconteciam. Por isso, graças a eles, hoje temos o balanceamento de equações, a estequiometria e tudo mais!

Lei de Lavoisier

Lei da Conservação das Massas

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

Lavoisier (1743 – 1794), que consideramos o pai da química moderna, estudou as reações químicas que aconteciam em recipientes **fechados**, e observou, então, que independente de qual fosse a reação e a massa utilizada, **a massa total do sistema sempre se conservava**.

Lavoisier

reação química

sistema fechado



Princípio Fundamental

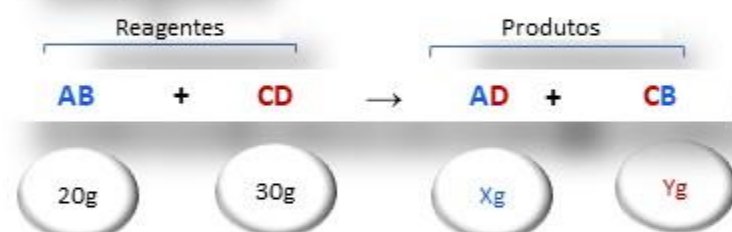
A soma das massas dos reagentes é igual a soma das massas dos produtos

Reações Químicas – Leis Ponderais

Lei de Lavoisier

Lei da Conservação das Massas

Exemplo 1



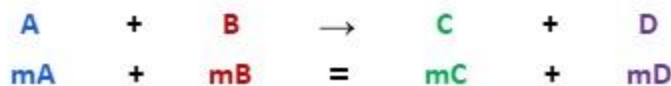
Pelo princípio fundamental: A soma das massas dos reagentes é igual a soma das massas dos produtos

Soma das massas dos reagentes $20+30 = 50$

Soma das massas dos reagentes $=$ Soma das massas dos produtos

$50g = 50g$

Generalizando



Lei de Lavoisier

Lei da Conservação das Massas

Exemplo 2

Numa experiência 1,20g de uma substância A reagem com 3,84g de B, produzindo 4,50g de C e 0,54g de D. Repetindo-se a mesma experiência, constatou-se que 8,0g de A reagem com 25,6g de B dando 30,0g de C e 3,6g de D. Verifique se os resultados estão de acordo com a lei de Lavoisier



1ª experiência $1,20g + 3,84g \rightarrow 4,50g + 0,54g$

5,04g

5,04g

2ª experiência $8,0g + 25,6g \rightarrow 30g + 3,6g$

33,6g

33,6g

Reações Químicas – Leis Ponderais

Lei de Proust

Lei das Proporções Constantes

ou Proporções Fixas e Definidas

“Nas reações químicas, os reagentes reagem sempre na mesma proporção para formar outra substância”

Proust (1789 – 1789), foi quem percebeu que os reagentes sempre se combinavam na mesma proporção para formar uma substância.

Exemplo

vamos analisar a reação de combustão do carbono sólido. Ele reage com oxigênio para formar gás carbônico: $C(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$

O que Proust percebeu é que, não importa a quantidade(massa) de Carbono, a quantidade(massa) de O_2 consumida e a quantidade de CO_2 formada são sempre proporcionais entre si.

Lei de Proust

Lei das Proporções Constantes

ou Proporções Fixas e Definidas

Exemplo 1

Experimento	$C(s)$	+	$O_2(g)$	→	$CO_2(g)$
Utilizando	12g	+	32g	→	44g
Dobrando a quantidade inicial	24g	+	64g	→	88g
Triplmando a quantidade inicial	36g	+	96g	→	132g
Metade da quantidade inicial	6g	+	16g	→	22g

Variamos sempre a quantidade de Carbono utilizada e conseguimos perceber que as proporções entre as massas são, similarmente, sempre as mesmas.

Não só a massa é conservada (é a mesma antes e depois da reação), mas as proporções também são constantes. Dessa forma, quando duplicamos a massa de Carbono utilizada, duplicamos também a quantidade de CO_2 formada.

Reações Químicas – Leis Ponderais

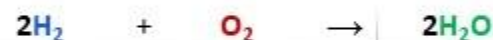
Lei de Proust

Lei das Proporções Constantes

ou Proporções Fixas e Definidas

Exemplo 2

Experimento



Obedece a Lei de Proust e a Lei de Lavoisier



$$\frac{m_A}{m'_A} = \frac{m_B}{m'_B} = \frac{m_C}{m'_C} = \frac{m_D}{m'_D}$$

No exemplo

$$\frac{4}{8} = 0,5$$

$$\frac{32}{64} = 0,5$$

$$\frac{36}{72} = 0,5$$

A Lei de Proust e de Lavoisier obedece a proporção estequiométrica da reação

Lei de Dalton

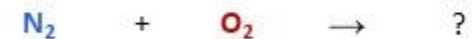
Lei das Proporções Múltiplas

Se uma **massa fixa** de um elemento se combina com **massas diferentes** de um segundo elemento para formar compostos diferentes, estas massas (diferentes) estão entre si numa relação de números inteiros pequenos.

Exemplo

O nitrogênio se combina com o oxigênio, formando diferentes óxidos.

Experimento



Reações Químicas – Leis Ponderais

Lei de Dalton

Lei das Proporções Múltiplas

A Lei de Dalton que explica a formação desses compostos diferentes:

CO e CO₂SO e SO₂H₂O₂ e
H₂O

Nos casos acima, o oxigênio está variando em proporções inteiras e pequenas.

Exercício

Faça você mesmo

1) Aquecendo-se 21 g de ferro com 15 g de enxofre obtém-se 33 g de sulfeto ferroso, restando 3 g de enxofre. Aquecendo-se 30 g de ferro com 16 g de enxofre obtém-se 44 g de sulfeto ferroso, e restando 2 g de ferro. Demonstrar que esses dados obedecem às leis de Lavoisier (conservação da massa) e de Proust (proporções definidas).

2) 46,0 g de sódio reagem com 32,0 g de oxigênio formando peróxido de sódio. Quantos gramas de sódio são necessários para se obter 156 g de peróxido de sódio?