1ª Série – Atividades de Química.

**Entendendo as Equações Químicas**

No texto “[**Equações Químicas**](https://mundoeducacao.uol.com.br/quimica/equacoes-quimicas.htm)” foi mostrado que elas são uma **forma de representar as transformações (reações) químicas de uma maneira mais simples e direta, em que são colocadas todas as informações numa única linha por meio de símbolos.** Ao olhá-las, podemos compreender tudo o que teríamos de descrever com muitas palavras.

No texto mencionado, você viu os principais aspectos qualitativos de uma equação, como as representações dos estados físicos das espécies químicas participantes da reação, os símbolos que indicam se houve presença de calor, luz, formação de precipitado e se a reação é reversível.

Agora você entenderá quais são **os termos quantitativos das equações químicas**, para que você possa compreendê-las totalmente e também realizar o seu balanceamento se for necessário.

Para tal, tomemos como exemplo a combustão do álcool que ocorre nos motores dos automóveis. O álcool na realidade é o etanol (C2H6O) e sua combustão ocorre quando ele reage com o oxigênio do ar (O2) formando várias substâncias, sendo que os principais produtos são dióxido de carbono (gás carbônico, CO2) e vapor de água (H2O), ambos invisíveis. Essa reação química pode ser representada pela seguinte equação:

**C2H6O(?) + O2(g) → CO2(g) + H2O(g)**

Temos que as substâncias do lado esquerdo da seta são as espécies iniciais que irão reagir e, por isso, são chamadas de **reagentes** (C2H6O(?) + O2(g)), e as do lado direito são as substâncias finais que foram formadas, denominadas **produtos** (CO2(g) + H2O(g)).

O primeiro termo quantitativo que iremos ver é o índice:



O índice faz parte da fórmula molecular, que é a representação de uma molécula da substância. Ele é escrito de forma menor no lado direito do elemento em questão. As fórmulas, da mesma maneira que os símbolos dos elementos, são internacionais, representando a mesma coisa em qualquer lugar do mundo.

Por exemplo, a fórmula molecular do etanol citado é C2H6O. Assim, a molécula do etanol é formada por 2 átomos de carbono, 6 átomos de hidrogênio e 1 de oxigênio. Veja os índices das outras substâncias da equação acima:

**O2**
    ↓
Índice do O: indica que há 2 átomos de oxigênio.

**CO2**→ Índice do O: indica que há 2 átomos de oxigênio.
  ↓
Índice do C: só há 1 átomo de carbono

**H2O**→ Índice do O: só há 1 átomo de oxigênio.
   ↓
Índice do H: indica que há 2 átomos de hidrogênio.

Observe que quando só temos um átomo do elemento, não é preciso escrever o índice. Nenhuma das substâncias dessa equação veio com elementos e índices entre parênteses. Mas, nos casos em que ocorre isso, como fazer?

Não pare agora... Tem mais depois da publicidade ;)

É simples, abaixo temos o fosfato de cálcio. Veja que ele é formado por 3 átomos do elemento cálcio, mas o fósforo e o oxigênio estão entre parênteses. Assim, para saber quantos átomos de cada um existem na fórmula, é preciso multiplicar seus índices separadamente pelo índice de fora (2), que pertence a ambos. Observe como isso é feito:

**Ca3(PO4)2** (fórmula química da substância fosfato de cálcio)



P → índice 1              O → índice 4

P = 1 . 2                      O = 4 . 2

P = 2                           O = 8

Portanto, existem 2 átomos de fósforo e 8 de oxigênio.

Mas, a reação que estamos considerando não está balanceada, ou seja, não há a mesma quantidade de átomos dos elementos hidrogênio e carbono dos dois lados da seta. Essa desigualdade contraria a Lei de Conservação das Massas ou [**Lei de Lavoisier.**](https://mundoeducacao.uol.com.br/quimica/lei-lavoisier.htm) Portanto, abaixo, temos essa reação de forma balanceada:

**C2H6O(?) + 3 O2(g) → 2 CO2(g) + 3 H2O(g)**

Observe que foram colocados números do lado esquerdo das fórmulas, estes são denominados de coeficientes estequiométricos, ou, simplesmente, **coeficientes**.



Observe que quando temos apenas uma molécula, também não é preciso escrever o número 1, como aconteceu com o caso do etanol na equação balanceada. Assim, temos que 1 molécula de etanol reage com 3 moléculas de oxigênio para formar 2 moléculas de dióxido de carbono e 3 moléculas de água.

Se quisermos saber a quantidade total de átomos de cada elemento que está presente na reação é preciso multiplicar os coeficientes pelos índices de cada elemento:



Reagentes:                                                     Produtos:

C = 1 . 2 = 2 átomos de carbono                   C = 2 . 1 = 2 átomos de carbono

H = 1 . 6 = 6 átomos de hidrogênio              H = 3 . 2 = 6 átomos de hidrogênio

O = 1 . 1 + 3 . 2 = 7 átomos de oxigênio      O = 2 . 2 + 3 . 1 = 7 átomos de oxigênio

Lembre-se sempre de observar a diferença entre coeficiente (número de moléculas) e índice (número de átomos de cada elemento):



**Balanceamento de Equações Químicas**

A Lei de Conservação das Massas descoberta por Lavoisier é muito conhecida, ela diz: ***"Na natureza nada se cria e nada se perde, tudo se transforma".***

Essa lei nos mostra que quando ocorrem reações químicas a massa se conserva porque não ocorrem criação nem destruição dos átomos, eles apenas se rearranjam para formar novas substâncias. Os átomos permanecem inalterados, porém os agregados atômicos dos reagentes são desfeitos e novos agregados atômicos são formados, originando os produtos.

Portanto, **a quantidade de átomos de cada elemento em uma equação** química que representa uma reação **deve ser a mesma** nos reagentes (1º membro) e nos produtos (2º membro). Essa igualdade é obtida por meio do **balanceamento dos coeficientes da equação**. \*



Existem vários métodos utilizados para realizar o balanceamento de uma equação, mas o mais utilizado é o método das tentativas, que é baseado nos seguintes princípios:



Veja a seguinte reação:

**FeS2(g) + O­2(g)­ → Fe2O3(s) + SO2(g)**

Observe que o único elemento que não podemos começar o balanceamento é o oxigênio, pois ele aparece mais de uma vez no segundo membro. Podemos começar ou pelo ferro ou pelo enxofre. Seguindo a segunda regra, o ferro do 2º membro possui índice igual a 2, que é o maior, por isso, vamos começar por ele, colocando o índice 1 na substância Fe2O3(s):

**FeS2(g) + O­2(g)­ → 1 Fe2O3(s) + SO2(g)**

Note que há dois átomos de ferro no 2º membro. Logo, deve haver o mesmo número desse elemento no lado esquerdo:

**2 FeS2(g) + O­2(g)­ → 1 Fe2O3(s) + SO2(g)**

Não pare agora... Tem mais depois da publicidade ;)

Agora sabemos também que existem 4 átomos de enxofre (S) do lado esquerdo da equação (lembre-se de que é preciso multiplicar o índice pelo coeficiente para saber quantos átomos existem), então esse será o coeficiente desse elemento no lado direito:

**2 FeS2(g) + O­2(g)­ → 1 Fe2O3(s) + 4 SO2(g)**

Agora só falta acertar o oxigênio. Veja que no 2º membro temos um total de 11 átomos de oxigênio (1 . 3 + 4 . 2 = 11). No 1º membro, existem dois átomos de oxigênio, então seu índice será a fração (11/2):

**2 FeS2(g) + 11/2 O­2(g)­ → 1 Fe2O3(s) + 4 SO2(g)**

A reação dessa forma está balanceada. Porém, é importante notar que **os coeficientes são necessariamente os números inteiros menores possíveis.**Portanto, é preciso eliminar a fração 11/2 sem acabar com a proporção estequiométrica. Podemos fazer isso ao multiplicar todos os coeficiente por 2 e dessa forma teremos a equação química devidamente balanceada:

**4 FeS2(g) + 11 O­2(g)­ → 2 Fe2O3(s) + 8 SO2(g)**

Para ver se ficou correto, basta verificar se a quantidade de cada elemento nos dois membros está igual:

4 FeS2(g) + 11 O­2(g)­ → 2 Fe2O3(s) + 8 SO2(g)

**REAGENTES:                           PRODUTOS:**
Fe = 4 . 1 = 4 átomos            Fe = 2 . 2 = 4 átomos
S = 4 . 2 = 8 átomos              S = 8 . 1 = 8 átomos
O = 11 . 2 =22 átomos          O = (2 . 3) + (8 . 2) = 22 átomos

### **Método das tentativas**

Nesse método vamos atribuindo coeficientes conforme observamos a equação.

**1° passo**: iniciar o balanceamento pelo [elemento químico](https://www.todamateria.com.br/elementos-quimicos/) que aparece apenas uma vez em cada membro da equação.



Observamos que carbono e hidrogênio aparecem em apenas um composto nos reagentes e produtos.

**2° passo**: entre os elementos observados anteriormente escolher o que apresenta maior índice.

Para isso, somamos os números subscritos de cada elemento, e vemos qual apresenta maior valor.

|  |  |
| --- | --- |
| Carbono | Hidrogênio |
|  |  |

Pelos resultados acima, escolhemos iniciar pelo hidrogênio que apresenta maior atomicidade.

A ordem do balanceamento será:

1º Hidrogênio

2º Carbono

3º Oxigênio

**3° passo**: transformar índice em coeficiente.

**Hidrogênio**

O balanceamento é feito transpondo o índice do hidrogênio no reagente e usando-o como coeficiente no produto que tem átomos desse elemento.



Como no produto tem-se 2 átomos de hidrogênio, inserimos um número como coeficiente que multiplicado por 2 obtém-se como resultado 8 átomos de hidrogênio, por isso escolhemos o 4.

**4° passo**: prosseguir o balanceamento para os demais elementos.

**Carbono**



Temos 3 átomos de carbono no reagente, logo, acrescentamos o coeficiente 3 para também termos 3 carbonos no produto.

**Oxigênio**

Somando o número de átomos de oxigênio nos produtos formados vemos que possui 10 átomos, sendo assim, precisamos de 10 átomos de oxigênio no reagente.



Acrescentamos um número que multiplicado por 2 nos dê um resultado de 10 átomos.

A equação balanceada é: 

### ***Método das tentativas / acerto de coeficientes***

*Para fazer o acerto dos coeficientes das reações químicas, utilizamos o método das tentativas, que consiste apenas em contar o número de átomos dos reagentes e dos produtos.*

*Para facilitar, podemos começar acertando os metais. Em seguida os não metais, depois oxigênio e por último o hidrogênio. Nesta ordem:*

*1º) Metais
2º) Não metais
3º) Oxigênio
4º) Hidrogênio*

### **Método algébrico**

Esse é mais utilizado para balancear equações mais complexas.

**1° passo**: colocar letras para representar os coeficientes.



**2° passo**: separar os elementos químicos e formar equações da seguinte forma:

Multiplicar o número subscrito no elemento pela letra atribuída ao coeficiente. Em seguida, igualar o que está antes e depois da seta, estabelecendo uma equação para cada elemento químico.



* Carbono (C): 
* Hidrogênio (H): 
* Oxigênio (O): 

**3° passo**: atribuir um valor aleatório para uma das incógnitas e resolver as equações (sugere-se atribuir um coeficiente ao composto com maior número de elementos ou átomos).

Se , os demais coeficientes serão:

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
|  |  |  |
|  |  |  |

**Equação balanceada**: 

### Macete para balanceamento

Existem outras regras para facilitar a ordem de balancear os elementos químicos. Uma delas inicia o balanceamento por metais, em seguida ametais, e deixando por último os elementos hidrogênio e oxigênio. Para isso, é só consultar a [tabela periódica](https://www.todamateria.com.br/tabela-periodica/) e ver a classificação do elemento.

Exemplo: Para equação 

|  |  |
| --- | --- |
| **Macete para balanceamento: MACHO** | **Ordem de balanceamento** |
| 1. **M**etais2. **A**metais3. **C**arbono4. **H**idrogênio5. **O**xigênio | 1. Sódio2. Cloro3. Carbono4. Hidrogênio5. Oxigênio |

**Balanceamento:**



**Passo a passo:**

**1° passo**: Sódio.
Iniciamos o balanceamento com o metal sódio, que aparece uma vez em cada lado da equação. Como reagiram 2 átomos de sódio, ajustamos o produto formado para que também tivesse 2 átomos de sódio.

O balanceamento é feito transpondo o índice do sódio reagente e usando-o como coeficiente no produto que tem átomo de sódio.

**2° passo**: Cloro.
Quando atribuímos um coeficiente ao NaCl, observamos que na reação se formaram 2 cloretos de sódio, sendo assim o próximo elemento ajustado foi o cloro, que no reagente só tinha 1 átomo.

O balanceamento inseriu o coeficiente 2 para o HCl.

**3° passo**: Carbono.
Observamos que o carbono só tem um átomo em cada lado, então não precisou fazer nenhuma alteração.

**4° passo**: Hidrogênio e Oxigênio.
O mesmo ocorreu para hidrogênio e oxigênio, pois observarmos que as quantidades de átomos foram ajustadas quando atribuímos os coeficientes anteriormente.

Balancear uma equação é importante porque usando as equações químicas balanceadas podemos realizar [cálculos estequiométricos](https://www.todamateria.com.br/calculos-estequiometricos/) e prever a quantidade de reagentes utilizados e produtos formados a partir das proporções que viabilizam as reações químicas.

***Assistir as vídeo aulas***

<https://www.youtube.com/watch?v=yF8o5vTOGc4&feature=emb_logo>

<https://www.youtube.com/watch?v=ODrwxcvIGSI>

<https://www.youtube.com/watch?time_continue=1&v=lxUl0Hdxu7M&feature=emb_logo>

**EXERCÍCIOS RESOLVIDOS**

1. (Puc-RJ) O óxido de alumínio (*Al*2*O*3) é utilizado como antiácido. A reação que ocorre no estômago é:

***X Al*2*O*3+*Y HCl* → *Z AlCl*3+*W H*2*O***

Os coeficientes X, Y, Z e W são, respectivamente:
a) 1, 2, 3, 6.
b) 1, 6, 2, 3.
c) 2, 3, 1, 6.
d) 2, 4, 4, 3.
e) 4, 2, 1, 6.

**Resolução**Pelo método de tentativas temos:
Substituindo os coeficientes estequiométricos X e Y para igualar a quantidade de alumínio presente no reagente e no produto temos:
1*Al*2*O*3+*YHCl*→2*AlCl*3+*WH*2*O*

Dessa forma, teremos 6 átomos de cloro presentes no produto. Como só temos 1 átomo nos reagentes, atribuímos o coeficiente 6 ao *HCl*:
1*Al*2*O*3+6*HCl*→2*AlCl*3+*WH*2*O*

Para acertar a quantidade de hidrogênio, devemos observar que há 6 átomos nos reagentes (6 *HCl*) e apenas 2 átomos nos produtos (*H*2*O*). Logo, multiplicamos o *H*2*O* por 3:
1*Al*2*O*3+6*HCl*→2*AlCl*3+3*H*2*O*

Em relação ao oxigênio, há 3 átomos nos reagentes (*Al*2*O*3) e 3 nos produtos (3 *H*2*O*), já se encontra balanceado. Letra b.

 2. (Mackenzie-SP) Das equações abaixo, estão balanceadas incorretamente:
I. *NH*3+*HCl*→*NH*4*Cl*
II. *BaCl*2+*H*2*SO*4→*HCl*+*BaSO*4
III. *C*2*H*6*O*+*O*2→*CO*2+*H*2*O*
IV. *N*2+*H*2→*NH*3

a) Somente I e II.
b) Somente I e III.
c) Somente II e IV.
d) Somente II, III e IV.
e) Todas.

**Resolução**A equação I está balanceada corretamente, a quantidade de cada elemento presente nos reagentes é a mesma nos produtos.

Na equação II, há 2 átomos de cloro nos reagentes (*BaCl*2) e apenas 1 nos produtos (*HCl*). Possui também 2 átomos de hidrogênio nos reagentes (*H*2*SO*4) e apenas 1 nos produtos (*HCl*). A equação não está balanceada.

A equação III possui 2 carbonos nos reagentes(*C*2*H*6*O*), e apenas 1 nos produtos (*CO*2). Existem 6 átomos de hidrogênio nos reagentes (*C*2*H*6*O*) e apenas 2 nos produtos (*H*2*O*). O oxigênio apresenta a mesma quantidade no primeiro e no segundo membro, porém a equação não está balanceada.

Na equação IV temos 2 átomos de nitrogênio nos reagentes (*N*2) e apenas 1 no produto (*NH*3). Há 2 átomos de hidrogênio nos reagentes (*H*2) e 3 no produto (*NH*3). A equação não está balanceada.

Somente a equação I está balanceada corretamente.

Letra d.

**EXERCÍCIOS PROPOSTOS:**

1. Toda reação de combustão envolve a presença de gás oxigênio (comburente) e um combustível que é queimado. Quando o combustível é um composto orgânico, a reação completa sempre produz gás carbônico e água. Abaixo temos a equação química que representa a reação de combustão completa do gás metano:

**CH4(g)+ O2(g) → CO2(g) + H2O(v)**

Indique a alternativa que traz os menores coeficientes que tornam essa equação corretamente balanceada:

a) 1, ½, ½, 1

b) 1, 2, 1, 4

c) 2, 1, 1, 2

d) 1, 2, 1, 2

e) 13, 13/2, 13/2, 6

2. Relacione abaixo os coeficientes (coluna B) que tornam as equações químicas de combustão completa (coluna A) corretamente balanceadas:

Coluna A:                                                                Coluna B:

I. C3H8(g)+ O2(g) → CO2(g) + H2O(v) A- 2, 3, 2, 4

II. C2H6O(v)+ O2(g) → CO2(g) + H2O(v)               B- 1, 3, 2, 3

III. CH4O(v)+ O2(g) → CO2(g) + H2O(v) C- 1, 5, 3, 4

IV. C4H8O(v)+ O2(g) → CO2(g) + H2O(v)              D- 2, 11, 8, 8

A relação correta é dada por:

a) I-B, II-A, III-D, IV-C

b) I-D, II-B, III-D, IV-C

c) I-A, II-C, III-C, IV-D

d) I-C, II-D, III-A, IV-B

e) I-C, II-B, III-A, IV-D