

“QUÍMIQUÊS” - A LINGUAGEM DA QUÍMICA E BALANCEAMENTO DE REAÇÕES

1. FÓRMULAS: COMO LÊ-LAS?

Cada área de conhecimento acaba por desenvolver linguagens próprias a fim de comunicar e desenvolver suas ideias e teorias. Temos como exemplo a Música, em que há as notas musicais, que são nada mais que a linguagem que a organiza, que define as alturas sonoras etc. Outro exemplo famoso é a Matemática, que se utiliza de sinais de operações, números e letras que combinados também formam uma linguagem.

Não é diferente na Química! O “químiquês” nada mais é que uma linguagem que nos permitirá identificar graficamente uma substância, uma transformação, um elemento e por aí vai.

No “químiquês”, temos três grandes nortes que são **as nomenclaturas, as fórmulas e as representações de transformações**. Por ora, focaremos nas duas últimas, sendo a nomenclatura estudada posteriormente ao longo do curso.

As fórmulas expressam a quantidade de átomos ou grupos de átomos que existem dentro de um composto ou molécula, mostrando assim parte importante de sua estrutura.

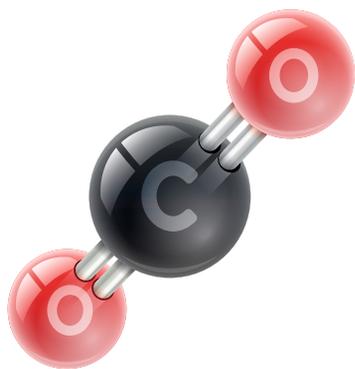
Mas, primeiramente, vamos a definição de fórmula química:

Fórmula química é uma representação gráfica de um composto químico e representa o número e o tipo de átomos que constituem uma molécula.

São exemplos de fórmulas: H_2O (água), $NaCl$ (sal de cozinha), $Ca_3(PO_4)_2$, CO_2 (gás carbônico) e etc.

Essas fórmulas são a representação gráfica de uma molécula de cada uma dessas substâncias.

Vamos estudar como exemplo o último citado: CO_2 (gás carbônico).



Representação em desenho de uma molécula de CO_2 .

Cada molécula de CO_2 é constituída por 1 átomo de carbono (C) e dois átomos de oxigênio (O), onde o átomo de hidrogênio é identificado pelo símbolo H e o átomo de oxigênio é representado por O, sendo essas também a representação deles como elemento químico.

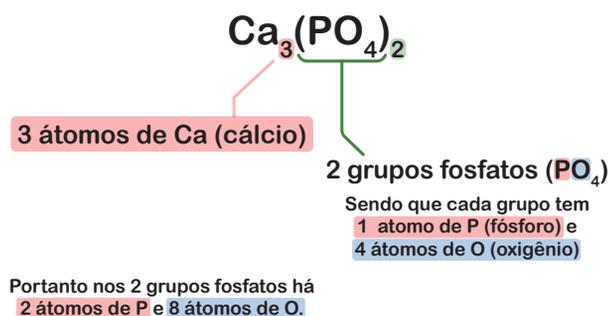
Essa **fórmula que indica a constituição e quantidade dos componentes da molécula é chamada de fórmula molecular**.

Ou seja, a escrita CO_2 indica que temos exatamente 1 átomo de C e dois átomos de H.

Existem outros tipos de fórmulas, são elas: fórmula estrutural e fórmula eletrônica, porém estas veremos em outro momento.

Até aí tudo ok, certo!?! Pois bem, mas não são todas fórmulas moleculares que são pequenas e simples de identificar sua composição, existem algumas maiores como é o caso do fosfato de cálcio que tem fórmula de $Ca_3(PO_4)_2$.

Vejamos sua composição:



Resumidamente, em uma molécula de $Ca_3(PO_4)_2$ há 3 átomos de Ca, 2 átomos de P e 8 átomos de O.

Fica claro então que ao interpretar uma fórmula, temos então que estar atentos aos grupos representados entre parênteses, a fim de interpretá-los de maneira correta.

2. REAÇÃO QUÍMICA

2.1 O QUE É?

Reação ou transformação química é o resultado da transformação que ocorre nas substâncias, onde os átomos se rearranjam modificando seu estado inicial.

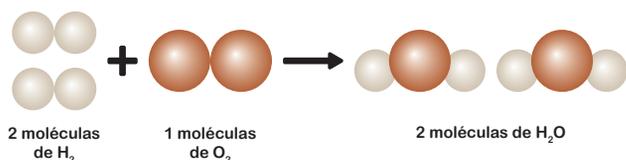
Reações químicas são divididas em duas partes: reagentes e produtos, onde normalmente teremos os reagentes sendo transformados em produtos.

Graficamente essa transformação é representada por uma seta, sendo que antes dela temos os reagentes e após os produtos:

reagentes → produtos

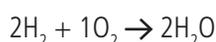
Vale dizer também que em uma reação química, as ligações interatômicas são rearranjadas, formando novas substâncias.

Observe o esquema de reação a seguir:



Podemos observar que 2 moléculas de H_2 somadas a 1 molécula de O_2 dá origem a 2 moléculas de H_2O , ou em outras palavras: 2 moléculas de H_2 reagem com 1 molécula de O_2 produzindo 2 moléculas de H_2O .

Porém não é usual e nem prático representar as reações por meio de desenhos como temos no esquema acima, aí entra a representação gráfica da reação:



Onde os números que estão antes das fórmulas, chamados de coeficientes, representam as quantidades de moléculas participantes da reação.

No caso: 2 moléculas de H_2 , 1 molécula de O_2 e por fim, 2 moléculas de H_2O .

2.2. BALANCEAMENTO DE REAÇÕES

Agora que já sabemos como identificar uma reação química, é preciso saber também identificar se as proporções estão corretas. Por exemplo: se início uma reação com 2 moléculas de H_2 (ou seja, 4 átomos de H) é preciso que após a reação haja nos produtos também 4 átomos de H, mesmo que estes estejam agora em outra molécula. Em outras palavras, é preciso garantir o famoso conceito da química enunciado por Lavoisier:

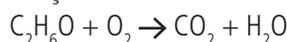
“Na natureza nada se cria, nada se perde, tudo se transforma.”

Que nada mais quer dizer que: se iniciamos uma transformação com uma quantidade de átomos de determinado elemento, essa quantidade deverá se manter ao término da reação.

Portanto, ao analisar uma reação, se verificarmos que o número de átomos de um determinado elemento não atende a este requisito, será necessário fazer o balanceamento. Para tal, devemos realizar o ajuste de coeficientes, que nada mais é que a alteração do número de moléculas ou fórmulas presentes nos reagentes ou produtos.

A maneira mais simples de fazer isto é pelo método da tentativa e erro, vejamos o exemplo a seguir:

Reação:



Vejamos que antes de pensar no balanceamento, precisamos saber identificar que ela, de fato, não está balanceada!

A **primeira dica** para tal é: **verifique se há coeficientes** (os números que ficam antes das fórmulas) **representados, se não houver há enormes chances da reação não estar balanceada.**

No exemplo fornecido não há coeficientes representados, o que já indica fortemente que a mesma não está balanceada. Mas, para termos certeza, precisamos verificar as quantidades dos átomos dos elementos presentes nos reagentes e nos produtos.

Passo 1: Verificação da quantidade dos átomos dos elementos:

Temos como **reagentes** (moléculas que se encontram antes (à esquerda) da seta: **C_2H_6O e O_2**

No C_2H_6O temos: 2 átomos de C, 6 átomos de H e 1 átomo de O.

No O_2 temos: 2 átomos de O.

Juntando as quantidades de ambos temos:

2 átomos de C

6 átomos de H

3 átomos de O

Agora vamos verificar os produtos:

Temos como **produtos** (moléculas que se encontram após (à direita) da seta: **CO_2 e H_2O**

No CO_2 temos: 1 átomo de C e 2 átomos de O.

Na H_2O temos: 2 átomos de H e 1 átomo de O.

Juntando as quantidades de ambos temos:

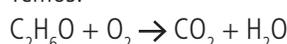
1 átomo de C

2 átomos de H

3 átomos de O

Perceba que chegamos em quantidades diferentes de átomos nos reagentes e nos produtos, o que indica de fato que a reação **NÃO** está balanceada. O que nos leva direto ao segundo passo, que consiste em colocar valores para coeficientes das substâncias a fim de igualar os valores:

Temos:



Vemos que **há 2 átomos de C nos reagentes enquanto que há apenas 1 nos produtos**, então **coloque-mos o número 2 à frente do CO₂** a fim de igualar as quantidades de C:

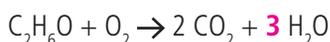


Agora **com o índice colocado, devemos saber que ele está valendo para a molécula inteira, ou seja, é como se ele multiplicasse todos ao lado dele**, então "**2 CO₂**" significa que temos **2 átomos de C e 4 átomos de O**.

Bem, isso já muda a quantidade de oxigênios (O), porém como praticamente todas as substâncias envolvidas na reação tem oxigênio, pensemos nele depois!

Agora pensemos no H: Veja que **nos reagentes há 6 átomos de H enquanto que nos produtos há apenas 2**, por isso, a fim de igualar os valores, vamos colocar um índice à frente da substância presente no produto que tem H que é a H₂O...porém qual índice?

À priori se pensa no "6" já que é a exata quantidade de H presente no reagente, porém, ela não seria a mais indicada, **repare: na H₂O temos 2 átomos de H, então para que ele se iguale a quantidade dos reagentes (6 átomos), é preciso multiplicar por 3** e não por 6 como foi pensado!



Agora **só falta acertar as quantidades de oxigênio**.

Veja que **todos os índices possíveis no lado dos produtos já foram colocados, portanto o acerto do oxigênio será realizado no lado dos reagentes**.

Porém antes, vejamos **quantos oxigênios temos nos produtos após a colocação dos índices:**

No 2 CO₂ temos: (2) x 2 átomos de O, logo = 4 átomos de O
No 3 H₂O temos: (3) x 1 átomo de O, logo = 3 átomos de O

Somando: 4 + 3 = 7 átomos de O nos produtos.

Precisamos então de 7 átomos de O nos reagentes.

Temos por ora 3 átomos de O nos reagentes sendo 1 no C₂H₆O e 2 no O₂.

Veja que não é interessante mudar o índice do C₂H₆O, já que isso alteraria a quantidade dos átomos os outros elementos que já foram acertados... portanto, só resta alterar o índice do O₂.

Contando que precisamos de 7 átomos de O, e que já decidimos não alterar o presente no C₂H₆O, podemos dizer que já temos 1 átomo de O e necessitamos ainda de 6, logo basta colocar à frente do O₂ o índice "**3**" já que 3 vezes os 2 átomos de O presentes no O₂ dá exatamente 6:



Finalmente finalizamos o balanceamento!

Temos:

Nos reagentes:

C₂H₆O = 2 átomos de C, 6 átomos de H e 1 átomo de O
3 O₂ = (3) x 2 átomos de O = 6 átomos de O

Somando temos o total de:

2 átomos de C
6 átomos de H
7 átomos de O

Nos produtos:

2 CO₂ = (2) x 1 átomos de C e (2) x 2 átomos de O = 4 átomos de O

3 H₂O = (3) x 2 átomos de H = 6 átomos de H e (3) x 1 átomo de O = 3 átomos de O

Somando temos o total de:

2 átomos de C
6 átomos de H
7 átomos de O

Vale saber: "Não ter índice" na verdade significa ter índice igual a "1".

Resumindo todo o processo descrito:

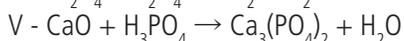
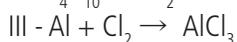
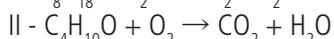
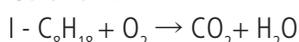
- Escrever a quantidade de átomos de cada elemento, segundo mostrado nas respectivas fórmulas.
 - Por tentativa e erro, começar colocando os coeficientes nas substâncias que aparecem uma vez apenas nos reagentes e produtos.
- DICA:** EVITE COMEÇAR POR H E O!
- Prosseguir com os outros elementos usando o mesmo raciocínio.

EXERCÍCIOS DE SALA

- Na fórmula $Al_2(SO_4)_3$ temos:
 - 2 átomos de Al, 1 átomo de S e 7 átomos de O.
 - 2 átomos de Al, 3 átomos de S e 12 átomos de O.
 - 1 átomo de Al, 2 átomos de S e 7 átomos de O.
 - 1 átomo de Al, 1 átomo de S e 12 átomos de O.

- Relacione abaixo os coeficientes (**Coluna B**) que tornam as equações químicas (**Coluna A**) corretamente balanceadas:

Coluna A:



Coluna B:

A- 2, 3, 2

B- 3, 2, 1, 3

C- 1, 6, 4, 5

D- 1, 25/2, 8, 9

E- 2, 1, 3, 4

A relação correta é dada por:

- I-D, II-C, III-A, IV-E, V-B.
 - I-B, II-E, III-A, IV-C, V-D.
 - I-A, II-B, III-C, IV-D, V-E.
 - I-E, II-D, III-C, IV-B, V-A.
 - I-D, II-C, III-A, IV-B, V-E.
- A combustão é um tipo de reação química em que ocorre liberação de energia na forma de calor. Na combustão completa de uma substância formada por carbono e hidrogênio há a formação de dióxido de carbônico e água. Observe as reações de combustão dos hidrocarbonetos e responda qual das equações abaixo está balanceada da forma incorreta:
 - $CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$
 - $C_3H_8 + 5O_2 \rightarrow 3CO_2 + 4H_2O$
 - $C_4H_{10} + 13/3O_2 \rightarrow 4CO_2 + 5H_2O$
 - $C_2H_6 + 7/2O_2 \rightarrow 2CO_2 + 3H_2O$
 - (UFCE) A equação $Al + H_2SO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + H_2$ mostra que:
 - A reação não está balanceada.
 - Há mais de átomos de alumínio nos produtos que nos reagentes.
 - Os coeficientes que ajustam a equação são: 2,3,1 e 3.
 - A massa dos reagentes é igual a dos produtos.
 - Todas as alternativas estão corretas

ESTUDO INDIVIDUALIZADO (E.I.)

- Na fórmula K_2SO_3 temos:
 - 2 átomos de K, 1 átomo de S e 3 átomos de O.
 - 2 átomos de K, 2 átomos de S e 1 átomo de O.
 - 1 átomo de K, 2 átomos de S e 3 átomos de O.
 - 1 átomo de K, 1 átomo de S e 3 átomos de O.
- Pode-se dizer que em 1 molécula de água (H_2O) há 2 átomos de hidrogênio (H) e 1 átomo de oxigênio (O), logo em 2 moléculas de água há:
 - O dobro de átomos: 4 átomos de H e 2 átomos de O.
 - A mesma quantidade de átomos: 2 átomos de H e 1 átomo de O.
 - A metade da quantidade de átomos: 1 átomo de H e $\frac{1}{2}$ átomo de O.
 - O triplo da quantidade de átomos: 6 átomos de H e 3 átomos de O.

3. (MACKENZIE)



Supondo que os círculos vazios e cheios, respectivamente, significam átomos diferentes, então o esquema anterior representará uma reação química balanceada se substituirmos as letras X, Y e W, respectivamente, pelos valores:

- 1, 2 e 3.
 - 1, 2 e 2.
 - 2, 1 e 3.
 - 3, 1 e 2.
 - 3, 2 e 2.
- (COL. NAVAL) A queima do magnésio (Mg) como gás oxigênio emite uma luz branca (o flash das máquinas fotográficas), resultando no óxido de magnésio (MgO):

$$Mg + O_2 \rightarrow MgO$$

A equação dessa reação devidamente balanceada é:

 - $Mg + O_2 \rightarrow MgO$.
 - $2Mg + O_2 \rightarrow 2MgO$.
 - $2Mg + O_3 \rightarrow Mg_2O_3$.
 - $Mg + O \rightarrow 2MgO$.
 - $Mg_2 + O_2 \rightarrow Mg_2O$.

5. (UEPA) Considerando-se a equação química não balanceada $Mg + HCl \rightarrow MgCl_2 + H_2$ e admitindo-se, num balanceamento, o coeficiente 6 (seis) para cada produto, o coeficiente de cada reagente será, respectivamente:
- 3 e 6.
 - 6 e 6.
 - 6 e 12.
 - 12 e 6.
 - 12 e 12.

6. (IFSP) O bicarbonato de sódio é usado em dois tipos diferentes de extintores: o extintor de espuma química e o extintor de pó químico seco. No primeiro, o bicarbonato de sódio reage com o ácido sulfúrico que, em contato, produzem a espuma e CO_2 conforme a reação não balanceada abaixo coeficientes estequiométricos da esquerda para a direita $NaHCO_3 + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + H_2O + CO_2$. É correto afirmar que, após o balanceamento, os valores dos coeficientes são, respectivamente:
- 2, 1, 1, 1 e 2.
 - 1, 1, 1, 2 e 1
 - 2, 2, 2, 2 e 2.
 - 1, 1, 1, 1 e 1.
 - 2, 1, 1, 2 e 2.

7. (UTF-PR) O gás hidrogênio (H_2) é uma excelente alternativa para substituir combustíveis de origem fóssil ou qualquer outro que produza CO_2 . Uma forma bastante simples de produzir gás hidrogênio em pequena escala é adicionando alumínio a ácido clorídrico, de acordo com a equação a seguir: $j Al + q HCl \rightarrow x AlCl_3 + y H_2$. Após o balanceamento correto, a soma dos menores coeficientes estequiométricos inteiros j , q , x e y será:
- 4.
 - 9.
 - 11.
 - 13.
 - 15.

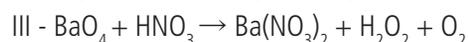
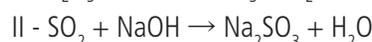
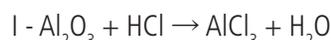
8. Qual das equações abaixo está balanceada de forma correta?
- $1KClO_4 \rightarrow 1KCl + 2O_2$
 - $2Fe + 3H_2SO_4 \rightarrow 2Fe_2(SO_4)_3 + 6H_2$
 - $1C_{12}H_{22}O_{11} \rightarrow 12C + 22H_2O$
 - $C_2H_4O + 10O_2 \rightarrow 4CO_2 + 4H_2O$
 - $1NaHCO_3 \rightarrow 1Na_2CO_3 + 1CO_2 + 1H_2O$

9. (UFPE-ADAPTADA) Considere as reações químicas abaixo.
- $2KlO_4 + Cl_{2(g)} \rightarrow KCl(s)$
 - $2Mg_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow 2MgO(s)$
 - $C(s) + O_{2(g)} \rightarrow 2CO_2(g)$
 - $CH_4(g) + 2O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2H_2O(l)$
 - $2SO_3(g) + H_2O(l) \rightarrow H_2SO_4(aq)$

Podemos afirmar que:

- todas estão balanceadas.
- II, III e IV estão balanceadas.
- somente II e IV estão balanceadas.
- somente I não está balanceada.
- nenhuma está corretamente balanceada, porque os estados físicos dos reagentes e produtos são diferentes.

10. (UFMS-RS) Considere as equações:



A sequência correta dos coeficientes dos reagentes e produtos necessários para o balanceamento estequiométrico dessas equações é:

- | I | II | III |
|----------------------------------|----|-----|
| a) 6,3,3,2 / 1,2,1,1 / 2,1,2,2,2 | | |
| b) 1,6,2,3 / 2,1,1,1 / 1,1,2,1,1 | | |
| c) 1,3,3,2 / 2,1,2,2 / 1,2,1,1,1 | | |
| d) 6,1,2,3 / 2,1,2,2 / 2,1,2,2,2 | | |
| e) 1,6,2,3 / 1,2,1,1 / 1,2,1,1,1 | | |

GABARITO (E.I.)

- | | | | |
|------|------|------|------|
| 1. A | 2. A | 3. D | 4. B |
| 5. C | 6. E | 7. D | 8. A |

9.

Somente a 2 e a 4 estão balanceadas.

I. $2KlO_4 + Cl_{2(g)} \rightarrow KCl(s)$
equação errada, não há oxigênio no lado dos produtos.

II. $2Mg(s) + O_2(g) \rightarrow 2MgO(s)$ correta

III. $C(s) + O_2(g) \rightarrow 2CO_2(g)$
balanceamento errado, o correto seria $C(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$

IV. $CH_4(g) + 2O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2H_2O(l)$ correta

V. $2SO_3(g) + H_2O(l) \rightarrow H_2SO_4(aq)$
balanceamento errado, o correto seria $SO_3(g) + H_2O(l) \rightarrow H_2SO_4(aq)$

10. E