



PLANO DE ESTUDO DE QUÍMICA

(AVALIAÇÃO PARCIAL – 2º TRIMESTRE – 2010)

9º ANO – ENSINO FUNDAMENTAL II

9º ano,

A prova parcial está chegando e é hora de focar o estudo no conteúdo aprendido durante o 2º trimestre. Abaixo está relacionado o conteúdo que será cobrado nessa 1ª prova:

1. Diferença entre transformações físicas e químicas;

- Evidências de uma transformação química.

(Capítulo 3.1 do livro didático)

2. Reações de combustão;

- Lei de Lavoisier;
- Determinação da quantidade de reagentes em excesso;
- Representação de reações químicas.

(Capítulo 3.2 do livro didático)

3. Modelos representativos do nível microscópico da matéria;

- Teoria cinética e mudanças de estado físico.

(Capítulo 3.3 do livro didático)

4. Reações de decomposição;

- Reações de síntese;
- Substâncias simples e substâncias compostas;
- Modelo atômico de Dalton;
- Elemento químico e representações na tabela periódica;
- Moléculas;
- Representação de reações químicas através de fórmulas químicas;



- Balanceamento de equações químicas;
- Lei das proporções definidas.

(Capítulo 3.4 do livro didático)

Para cada capítulo, farei alguns comentários que considero pertinentes aos estudos de vocês, mas que obviamente não substituem a leitura do texto presente no capítulo.

CAPÍTULO 3.1

Para determinar-se uma transformação em química ou física pode-se proceder de três maneiras diferentes:

1. Observar se ocorreu mudança na(s) substância(s) presentes nos estados inicial e final;
2. Analisar fórmulas químicas (*Figura 1*) ou a representação de moléculas através do modelo atômico de Dalton (*Figura 2*);

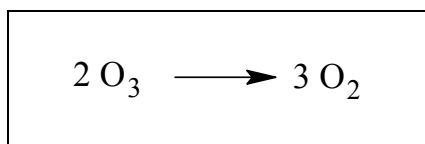


Figura 1

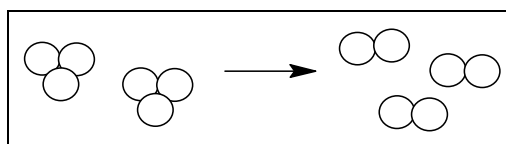


Figura 2

3. Verificar se existem indícios de uma transformação química, como a mudança de cor das substâncias, mudança de estado físico, liberação de calor para a vizinhança do sistema ou a produção de gases.

Quando a transformação for química, quando ocorre mudança na estrutura da matéria, ou seja, há formação de novas substâncias, então ocorre rearranjo de átomos e formação de novas moléculas. Quando a transformação for física, as moléculas continuam as mesmas nos estados inicial e final.

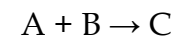
CAPÍTULO 3.2

As leis ponderais são leis relativas às massas das substâncias que participam das reações químicas. A primeira lei ponderal que foi apresentada a vocês foi a lei de Lavoisier ou lei de conservação das massas. Para compreender as deduções de Lavoisier utilizamos principalmente **reações de combustão**.

Lavoisier estudou muitas reações químicas em sistema fechado. Observou que a massa do sistema, durante uma transformação química, se mantém constante. Assim, em uma reação do tipo

Lembrem-se: Reações de combustão, que ocorrem entre o gás oxigênio (comburente) e um combustível, liberam energia, sendo chamadas de exotérmicas.





$$\text{Massa A} + \text{Massa B} = \text{Massa C}$$

Então, reagirmos 4g de gás hidrogênio com 32g de gás oxigênio produziremos 36g de água, já que $4 + 32 = 36$!



No entanto, se a reação de combustão ocorrer em sistema aberto, observa-se o aumento ou a diminuição da massa do sistema após o término da reação:

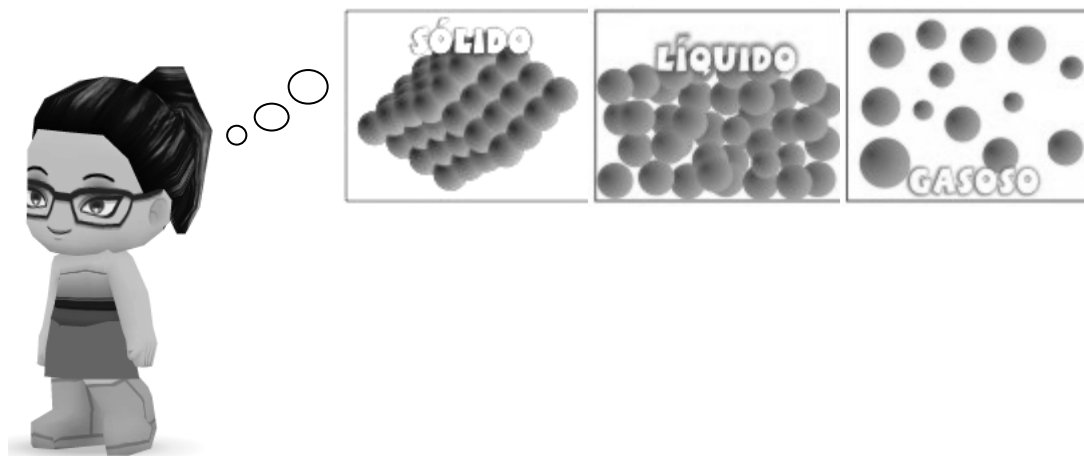
- ✓ Quando ocorre a formação de gases, esses são liberados para o ambiente, e a massa do sistema diminui;
- ✓ Quando os produtos formados durante a combustão são líquidos ou sólidos, a massa do sistema aumenta, já que não conseguimos mensurar a massa de gás oxigênio em sistema aberto.

Estudem também os exercícios em que é indicado excesso de reagentes e em que a quantidade de produto formada depende unicamente da quantidade de reagente que efetivamente reagiu e não do excesso.

CAPÍTULO 3.3

Esse capítulo apresenta o significado de modelos na área de ciências. Os modelos são utilizados para nos fazer compreender um mundo microscópico que não somos capazes de ver.

O conceito de modelo foi explicado em cima da discussão das mudanças que acontecem em nível microscópico quando ocorre uma mudança de estado físico da matéria. Pela teoria cinética, através da mudança no grau de agitação das partículas, pode-se imaginar como é a organização de um sistema no estado sólido, líquido ou gasoso.



CAPÍTULO 3.4

Um dos capítulos mais extensos do livro traz conceitos fundamentais para um bom acompanhamento das aulas durante o ensino médio.

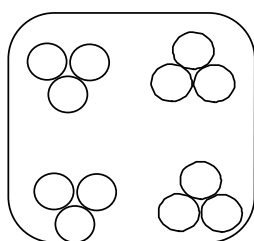
O primeiro modelo atômico proposto foi o de Dalton, que assemelhava um átomo a uma bola de bilhar. O átomo, menor parte da matéria, seria uma esfera maciça, indestrutível e indivisível. Na natureza existem mais de cem tipos de átomos diferentes organizados na tabela periódica de acordo com o nome que receberam e seu respectivo símbolo. A um conjunto de átomos do mesmo tipo e com as mesmas características damos o nome de **elemento químico**.

Lembrem-se: O símbolo de um elemento químico sempre começa com letra maiúscula. Assim, para determinar quantos elementos diferentes constituem um composto químico basta procurar quantas letras maiúsculas existem na fórmula.

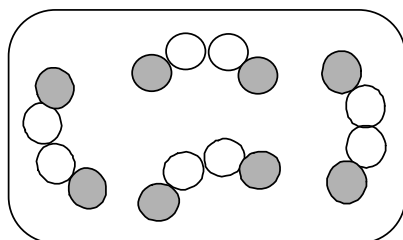


$CaCO_3$: Esta é a fórmula química do carbonato de cálcio, presente na casca de ovo. Como temos três letras maiúsculas podemos dizer que essa substância é formada por três elementos químicos diferentes, o cálcio (Ca), o carbono (C) e o oxigênio (O).

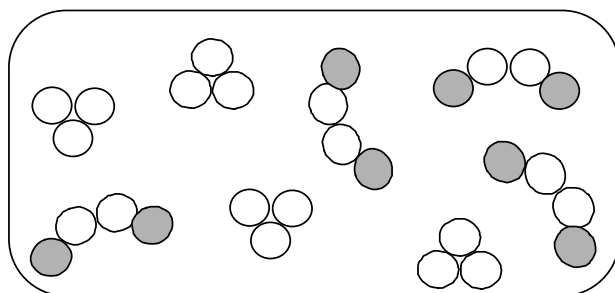
Átomos de um mesmo elemento químico ou de elementos químicos diferentes podem se unir e formar moléculas. Moléculas semelhantes juntas formam substâncias puras, e moléculas diferentes formam misturas.



substância pura



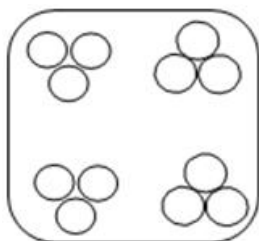
substância pura



mistura

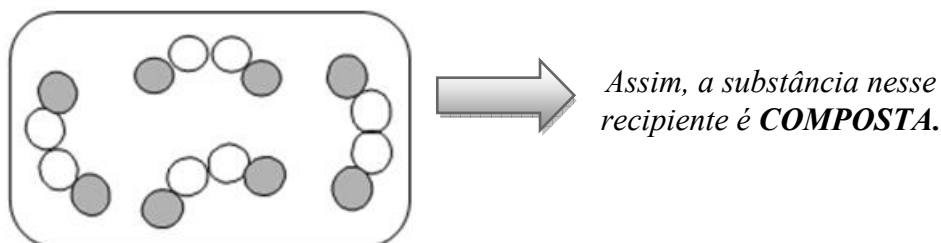
Da mesma forma que as misturas podem ser classificadas em homogêneas e heterogêneas, as substâncias puras também podem ser classificadas, mas nesse caso em simples (elementar) ou compostas:

✓ Quando uma substância não pode sofrer decomposição e é constituída de moléculas formadas por um único elemento químico, ela é chamada simples;



Assim, a substância nesse recipiente é **SIMPLES**.

✓ Substâncias que podem ser decompostas são constituídas de moléculas formadas por mais de um elemento químico e são chamadas de substâncias compostas.

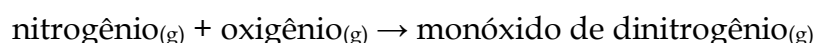


Nas **reações de decomposição** uma única substância pode originar duas ou mais substâncias. O processo contrário, quando duas ou mais substâncias reagem formando uma única e nova substância, é chamado de **reação de síntese**. Veja os exemplos abaixo:

1-) Reação de decomposição da água:



2-) Síntese do monóxido de dinitrogênio:



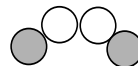
Cuidado: Sem as fórmulas químicas, você não pode justificar que a água é uma substância composta porque possui dois elementos diferentes na sua constituição e sim por existir a possibilidade de sofrer decomposição.

Finalmente, estudamos como representar as moléculas através de fórmulas. As fórmulas químicas são constituídas do símbolo de todos os elementos presentes na molécula e o número de vezes que cada um daqueles elementos se repetiu na molécula, indicado ao lado direito do símbolo e em tamanho menor. Se o número for 1, este não deve ser indicado, ficará apenas subentendido.

As reações químicas também podem ser representadas por fórmulas químicas, mas nesse caso é necessário o balanceamento da equação para que a lei de Lavoisier continue sendo válida.

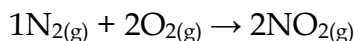
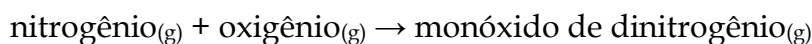


Hum, se as bolinhas cinza representam átomos de hidrogênio e se as bolinhas brancas representam átomos de oxigênio, então as fórmulas das moléculas abaixo são:





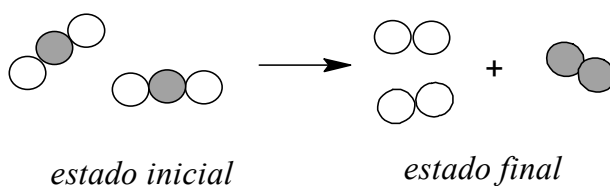
Assim, as equações descritas acima como reações de decomposição e síntese podem ser representadas da seguinte maneira:



em que os números maiores na frente das fórmulas indicam a proporção de moléculas participantes da reação.

Mas afinal, por que se deve indicar a proporção da quantidade de moléculas participantes na reação?

Como podemos observar, o balanceamento é necessário para que as massas de reagentes e produtos se mantenham as mesmas, pois o número de átomos do mesmo elemento químico permanece inalterado. Podemos dizer então que uma reação química é nada mais do que um **rearranjo de átomos** do estado inicial para o final.



Na representação acima da reação de decomposição da água, a proporção de moléculas de hidrogênio é sempre o dobro da quantidade utilizada de moléculas de oxigênio, ou seja, 2:1. Suas massas também devem aparecer numa proporção definida já que não ocorre variação na massa de moléculas do mesmo tipo. Essa é a **lei de Proust**, das proporções definidas.

$2\text{H}_2\text{O}_{(l)}$	\rightarrow	$2\text{H}_{2(g)}$	$+$	$1\text{O}_{2(g)}$
36g		4g		32g
72g		8g		64g
0,18g		0,2g		0,16g

$$\frac{\text{massa}_{\text{oxigênio}}}{\text{massa}_{\text{hidrogênio}}} = \frac{32}{4} = \frac{64}{8} = \frac{0,16}{0,2} = 8$$

Dessa maneira, pode-se concluir que a massa de gás oxigênio será sempre oito vezes maior do que a massa de hidrogênio quando a água sofre decomposição.



ATENÇÃO:

Certifique-se que vocês estão realmente preparados para a prova. Vocês devem saber resolver todos os tipos de exercícios citados abaixo:

- ✓ Reconhecer se uma transformação ocorrida foi química ou física;
- ✓ Reconhecer uma reação de combustão, de decomposição ou de síntese;
- ✓ Reconhecer se a massa de um sistema se conserva ou não quando o sistema é aberto;
- ✓ Explicar corretamente por que a massa de um sistema pode aumentar ou diminuir quando o sistema é aberto;
- ✓ Classificar substâncias puras e compostas;
- ✓ Definir conceitualmente o que é elemento, átomo de Dalton, moléculas e substâncias;
- ✓ Escrever corretamente as fórmulas das substâncias;
- ✓ Representar adequadamente os estados final e inicial das reações químicas através de fórmulas e ou de modelos que utilizam a teoria atômica de Dalton;
- ✓ Balancear adequadamente uma reação química;
- ✓ Exercícios sobre lei de Lavoisier e lei de Proust;
- ✓ Exercícios com reagentes em excesso;
- ✓ Exercícios sobre proporcionalidade de massas em uma reação.

IMPORTANTE:

Lembrem-se de salvar esse arquivo no seu disco rígido. Este plano de estudo também será utilizado na prova trimestral que acontece em agosto.



*Bom estudo e que venham as férias tão esperadas. Descansem muito e voltem com força total, pois a **Olimpíada de Química** será logo em agosto. Sentirei saudades...
Mafê.*

PROFESSORA MARIA FERNANDA BAPTISTA MUNHOZ
JUNHO/2010