

ORIENTAÇÕES DE ESTUDOS DE

QUÍMICA

2

2^a
SÉRIE



Ensino Médio

Secretaria de
Educação



GOVERNO DO ESTADO
RIO DE JANEIRO



/SeeducRJ



/seeducrj



/seeducrio

Secretaria de
Educação



GOVERNO DO ESTADO
RIO DE JANEIRO

Governo do Estado do Rio de Janeiro
Secretaria de Estado de Educação

Comte Bittencourt
Secretário de Estado de Educação

Andrea Marinho de Souza Franco
Subsecretária de Gestão de Ensino

Elizângela Lima
Superintendente Pedagógica

Coordenadoria de Área de conhecimento
Maria Claudia Chantre

Assistentes

Carla Lopes
Fabiano Farias de Souza
Roberto Farias
Verônica Nunes

Texto e conteúdo

Prof. Fernando Renato Vicente Ferreira
C.E. Alfredo Neves
Prof. Muller da Silva Paulino
C.E. Barão de Tinguá
Prof. Wilhermyson Leite Lima
C.E. Professor Murilo Braga

Capa

Luciano Cunha

Revisão de texto

Prof^a Alexandra de Sant Anna Amancio Pereira

Prof^a Andreia Cristina Jacurú Belletti

Prof^a Andreza Amorim de Oliveira Pacheco.

Prof^a Cristiane Póvoa Lessa

Prof^a Deolinda da Paz Gadelha

Prof^a Elizabete Costa Malheiros

Prof^a Ester Nunes da Silva Dutra

Prof^a Isabel Cristina Alves de Castro Guidão

Prof José Luiz Barbosa

Prof^a Karla Menezes Lopes Niels

Prof^a Kassia Fernandes da Cunha

Prof^a Leila Regina Medeiros Bartolini Silva

Prof^a Lidice Magna Itapeassú Borges

Prof^a Luize de Menezes Fernandes

Prof Mário Matias de Andrade Júnior

Paulo Roberto Ferrari Freitas

Prof^a Rosani Santos Rosa

Prof^a Saionara Teles De Menezes Alves

Prof Sammy Cardoso Dias

Prof Thiago Serpa Gomes da Rocha

Esse documento é uma curadoria de materiais que estão disponíveis na internet, somados à experiência autoral dos professores, sob a intenção de sistematizar conteúdos na forma de uma orientação de estudos.

© 2021 - Secretaria de Estado de Educação. Todos os direitos reservados.



QUÍMICA – ORIENTAÇÃO DE ESTUDOS

Sumário

1. INTRODUÇÃO	6
2. Aula 1 – Reações Químicas	7
- REPRESENTAÇÕES.....	7
- TIPOS DE REAÇÃO	7
3. Aula 2 – Relações Numéricas	13
- MASSA ATÔMICA.....	13
4. Aula 3 – Mol.....	15
5. Aula 4 – Estudo dos Gases	18
6. Aula 5 – Cálculos Estequiométricos.....	21
7. Considerações Finais	25
8. Conclusão.....	25
9. INDICAÇÕES BIBLIOGRÁFICAS	26

Secretaria de
Educação



GOVERNO DO ESTADO
RIO DE JANEIRO

Disciplina: Química

ORIENTAÇÕES DE ESTUDO para Química

2º Bimestre de 2020 – 2ª série do Ensino Médio

META:

Apresentar tópicos de Reações Químicas, Relações Numéricas e Estequiometria alinhados com o edital do ENEM e de encontro com a BNCC.

OBJETIVOS:

Ao final destas Orientações de Estudo, você será capaz de:

- Compreender as diferentes reações químicas e associá-las ao cotidiano;
- Saber equacionar e balancear as reações químicas por meio de tentativas;
- Saber interpretar fórmulas químicas usando os conceitos de quantidade de matéria e massa molar;
- Compreender o comportamento físico dos gases;
- Saber estabelecer a relação estequiométrica envolvendo quantidade de matéria, massa, volume e número de moléculas.

1. INTRODUÇÃO

A atividade dos químicos inclui estudar as propriedades das substâncias e as transformações químicas (reações químicas) das quais elas podem, ou não, tomar parte.

Este material oferece uma visão geral dos principais tipos de reações químicas envolvendo substâncias inorgânicas. Iniciamos este módulo apresentando quatro grupos de reações inorgânicas: adição, decomposição, deslocamento e dupla troca. Embora haja outros casos e outros esquemas classificatórios, esses quatro tipos são relevantes para essa etapa do estudo da Química no Ensino Médio.

E contar átomos, é possível? O problema para contar átomos é que eles são extremamente pequenos, o que inviabiliza a visualização, a manipulação e a contagem de todos os átomos presentes em uma amostra macroscópica, por menor que ela seja. Por isso, não há um meio direto para contar individualmente átomos de amostras macroscópicas, como faríamos com laranjas ou clipes para papel.

Contudo, o trabalho de alguns cientistas permitiu encontrar um meio indireto de contar átomos. Contar de modo indireto pode ser comparado a ter uma balança e uma grande caixa cheia de clipes para papel, todos iguais, e desejar saber quantos clipes há na caixa. Determinando a massa total dos clipes e a massa de um único clipe, o problema pode ser resolvido. É só dividir a massa total pela massa de um único clipe e teremos uma boa estimativa da quantidade total de clipes.

Neste módulo você também aprenderá como consultar a Tabela Periódica para chegar ao valor da massa de átomos, de moléculas e de íons e como usar medidas de massa para avaliar quantos átomos, moléculas ou íons há em uma certa amostra de matéria, com isso aprenderá o significado da grandeza quantidade de matéria, cuja unidade é o mol, o que vem a ser a Constante de Avogadro e qual sua utilidade e o que vem a ser massa molar, três conceitos importantíssimos para a Química.

Você também irá conhecer leis que permitem prever o comportamento dos gases diante das mudanças de pressão, de volume e de temperatura. Entre essas leis está a Lei do Gás Ideal, que, por meio de um curto enunciado matemático, resume a relação entre a pressão, o volume, a temperatura e a quantidade, em mols de uma amostra gasosa.

E finalmente veremos como relacionar número de mols, quantidade de átomos, moléculas ou íons, massa, volume entre participantes de uma reação química, através do estudo da estequiometria ou cálculos estequiométricos e suas variantes.

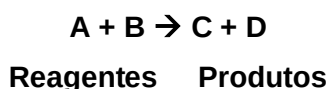
Então, bons estudos e venha conosco nessas transformações!!

2. Aula 1 – Reações Químicas

Quando ocorre uma mudança ou transformação em uma substância em que a constituição da matéria é alterada, dizemos que este é um fenômeno químico, ou melhor, que ocorreu uma reação química.

Caro estudante, nesta aula abordaremos as transformações da matéria que ocorrem no nosso cotidiano.

As reações químicas são representações de fenômenos químicos (altera a natureza da matéria), onde apresenta substâncias se combinando, chamadas **REAGENTES**, para formar novas substâncias, chamadas **PRODUTOS**.



Ex.1: $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$

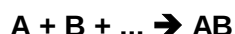
Ex.2: $2 \text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$

- REPRESENTAÇÕES

- $\rightarrow$ *Reação irreversível*
- $\begin{smallmatrix} \rightarrow \\ \leftarrow \end{smallmatrix}$ *Reação reversível*
- $\xrightarrow{\Delta}$ *Aquecimento*
- $\nearrow$ *Liberação de gás*
- $\downarrow$ *Formação de precipitado*

- TIPOS DE REAÇÃO

A) SÍNTESE ou ADIÇÃO $\rightarrow$ Ocorre a combinação entre dois ou mais reagentes, formando apenas um único produto.



Ex.: $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$

B) ANÁLISE ou DECOMPOSIÇÃO → Ocorre a decomposição de um único reagente, formando dois ou mais produtos.

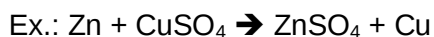


Efervescência do bicarbonato de sódio (NaHCO_3), que é uma reação de decomposição.

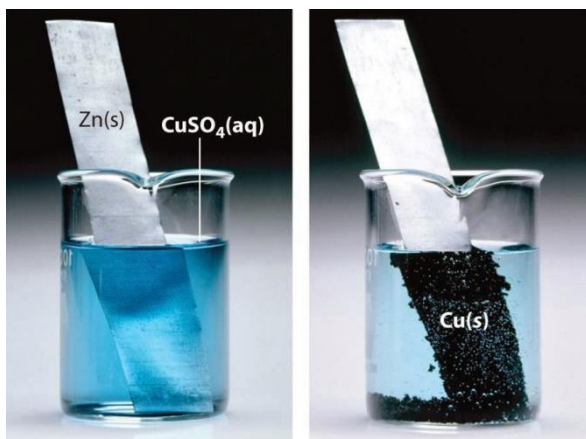


Disponível em
<https://www.infoescola.com/quimica/eferve-scencia/> acesso em 18 jan 2021

C) SIMPLES TROCA ou DESLOCAMENTO → Tem – se a combinação entre uma substância simples e uma substância composta, formando uma nova substância simples e uma nova composta.



Reação de deslocamento do Zinco com o Sulfato de Cobre II (CuSO_4), favorecendo o deslocamento do Cobre.



Disponível em
https://quimicaensinada.blogspot.com/2014/03/reacao-de-simples-troca-ou-de_13.html
acesso em 18 jan 2021

D) DUPLA TROCA → Ocorre a combinação entre duas substâncias compostas, formando outras duas novas substâncias compostas.



Reação de Neutralização ácido – base, vista no módulo anterior, é um exemplo de reação de dupla troca.



Disponível em
<https://educador.brasilecola.uol.com.br/estrategias-ensino/ensino-reacoes-neutralizacao-forma-pratica.htm> acesso em 18 jan 2021.

- BALANCEAMENTO DE EQUAÇÕES QUÍMICAS

Balancear uma equação química, significa **igualar** as quantidades de átomos de **REAGENTES** e de **PRODUTOS**.

Quantidade de Reagentes = Quantidade de Produtos

Iremos nos basear no **MÉTODO DE TENTATIVA E ERRO**, da seguinte forma:

- I) Balancear os **METAIS**
- II) Balancear os **AMETAIS**
- III) Balancear o **CARBONO**
- IV) Balancear o **HIDROGÊNIO**
- V) Balancear o **OXIGÊNIO**

Exercício Resolvido: Faça o balanceamento das equações abaixo:

- a) $\text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$
- b) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$

Resolução

a) Temos a reação: $\text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$, que não está balanceada, pois a quantidade dos átomos de reagentes não está igual a dos produtos, logo, deve – se fazer o balanceamento através do **MÉTODO DE TENTATIVAS**.

I) Balancear o Metal Na, que é o SÓDIO, onde a quantidade nos produtos está dobrada, logo, multiplica – se o reagente por 2, então temos:



Perceba que, ao multiplicar o NaHCO_3 por 2, verifica – se que todos os elementos contidos nesse composto também dobraram, logo, todos os elementos estão balanceados, pois:

II) O elemento C, que é o Carbono, apresenta agora, 2 átomos nos reagentes e 2 nos produtos ($\text{Na}_2\text{C}\underline{\text{O}}_3$ e $\underline{\text{C}}\text{O}_2$);

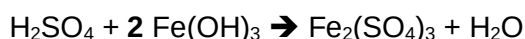
III) O elemento H, que é o Hidrogênio, apresenta agora 2 átomos nos reagentes e 2 nos produtos ($\underline{\text{H}}_2\text{O}$);

IV) O elemento O, que é o Oxigênio, apresenta agora 6 átomos nos reagentes e 6 nos produtos ($\text{Na}_2\text{C}\underline{\text{O}}_3$, $\text{H}_2\underline{\text{O}}$ e $\text{C}\underline{\text{O}}_2$)

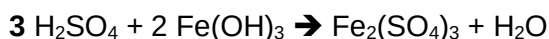
RESPOSTA: $2 \text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$

b) Temos a reação: $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$, que não está balanceada, logo, deve – se realizar através do **MÉTODO DE TENTATIVAS**.

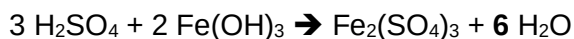
I) Balancear o metal Fe (Ferro): Deve – se dobrar a quantidade de ferro que está no reagente:



II) Balancear o ametal S (Enxofre): Deve – se triplicar a quantidade de enxofre que está no reagente:



III) Balancear o átomo de Hidrogênio, verifique que nas etapas anteriores, houve uma modificação na quantidade, logo tem agora 12 átomos de Hidrogênio nos reagentes e apenas 2 nos produtos, então, deve – se multiplicar por 6 a quantidade de hidrogênio que se localiza no produto.



IV) Com isso a quantidade de Oxigênio já está balanceada, pois agora, tem 18 átomos nos reagentes e também 18 nos produtos.

RESPOSTA: $3 \text{H}_2\text{SO}_4 + 2 \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 6 \text{H}_2\text{O}$

ATIVIDADE 1

1) O processo de industrialização tem gerado sérios problemas de ordem ambiental, econômica e social, entre os quais se pode citar a chuva ácida. Os ácidos usualmente presentes em maiores proporções na água da chuva são o H_2CO_3 , formado pela reação do CO_2 atmosférico com a água, o HNO_3 , o HNO_2 , o H_2SO_4 e o H_2SO_3 . Esses quatro últimos são formados principalmente a partir da reação da água com os óxidos de nitrogênio e de enxofre gerados pela queima de combustíveis fósseis.

A formação de chuva mais ou menos ácida depende não só da concentração do ácido formado, como também do tipo de ácido. Essa pode ser uma informação útil na elaboração de estratégias para minimizar esse problema ambiental. Se consideradas concentrações idênticas, quais dos ácidos citados no texto conferem maior acidez às águas das chuvas?

- (a) HNO_3 e HNO_2
- (b) H_2SO_4 e H_2SO_3
- (c) H_2SO_3 e HNO_2
- (d) H_2SO_4 e HNO_3
- (e) H_2CO_3 e H_2SO_3

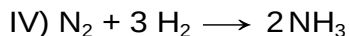
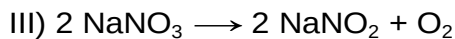
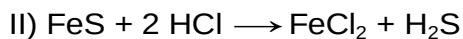
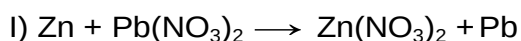
2) Considere as equações:

- I) $\text{Zn} + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$
- II) $\text{P}_2\text{O}_5 + 3 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{H}_3\text{PO}_4$
- III) $\text{AgNO}_3 + \text{NaCl} \rightarrow \text{AgCl} + \text{NaNO}_3$
- IV) $\text{CaO} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3$
- V) $2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{H}_2 + \text{O}_2$

É considerada uma reação de dupla troca:

- (a) I. (b) II. (c) III. (d) IV. (e) V.

3) A sequência que representa, respectivamente, reações de síntese, análise, simples troca e dupla troca são:



(a) I, II, III e IV.

(b) III, IV, I e II.

(c) IV, III, I e II.

(d) I, III, II e IV.

(e) II, I, IV e III.

4) Ao se misturar solução de ácido sulfúrico com bicarbonato de sódio em pó, obtém-se uma substância gasosa que geralmente é empregada como:

(a) combustível.

(b) agente de limpeza.

(c) fertilizante.

(d) extintor de chamas.

(e) anestésico.

5) A reação de neutralização total $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{H}_2\text{O}$ após ser balanceada apresentará os seguintes coeficientes estequiométricos, respectivamente:

(a) 2, 3, 3, 6.

(b) 2, 3, 1, 6.

(c) 1, 1, 3, 1.

(d) 1, 3, 1, 1.

(e) 1, 1, 1, 1.

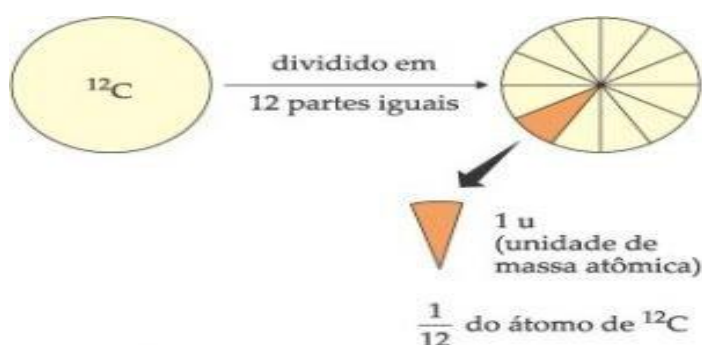
3. Aula 2 – Relações Numéricas

Muitas vezes não vemos as coisas como elas são e sim como somos. Precisamos aprender a perceber o quanto somos capazes de enxergar! Caro aluno, nesta aula iremos conhecer a representação e quantificação da matéria e aprender que também podemos contar os átomos e as moléculas mesmos sendo estes formados de partículas extremamente pequenas.

Definir quantidades é algo de fundamental importância. Por isso, usamos uma infinidade de unidades para determinar o que desejamos “pesar” ou “medir” ou ainda “classificar”. Com os átomos e as moléculas não é muito diferente, o que precisamos neste caso é utilizar um padrão de medida. Os químicos desenvolveram então, uma escala relativa de massas atômicas, onde é possível determinar as massas das espécies químicas. Esta escala é denominada escala de massas atômicas. A seguir vamos entender como se chegou a tal escala.

- **MASSA ATÔMICA:** É a massa de um átomo medida em unidade de massa atômica, sendo simbolizada por “u”. 1 u equivale a um doze avos (1/12) da massa de um átomo de carbono – 12.

$$1\text{ u} = 1,66054 \times 10^{-24}\text{ g}$$



É calculada através da média aritmética ponderada das massas de seus isótopos.

Ex.: Cálculo da Massa Atômica do elemento Cloro, sabendo que: $^{35}\text{Cl} \rightarrow$ ocorrência 75%; $^{37}\text{Cl} \rightarrow$ ocorrência 25%.

$$M.A._{\text{Cl}} = \frac{35 \cdot 75 + 37 \cdot 25}{75 + 25} = \frac{2625 + 925}{100} = \frac{3550}{100}$$

$$M.A._{\text{Cl}} = 35,5\text{ u}$$

- **MASSA MOLECULAR:** “*Massa Molecular*” é um termo usado para referir - se a massa de uma molécula.

É calculada através do somatório das massas atômicas dos elementos que compõem a espécie química.

Ex.: Considerando as massas atômicas:

H = 1 u; C = 12 u; N = 14 u; O = 16 u; Na = 23 u; Al = 27 u; S = 32 u; Cl = 35,5 u; K = 39 u e Ca = 40 u

Calcule as massas dos seguintes compostos:

- | | |
|-----------------------------------|--|
| a) CO ₂ | d) KNO ₃ |
| b) H ₂ SO ₄ | e) CaCO ₃ |
| c) NaCl | f) Al ₂ (SO ₃) ₃ |

a) CO₂ → C = 1 x 12 = 12
O = 2 x 16 = 32

Então: 12 + 32 = **44 u**

b) H₂SO₄ → H = 2 x 1 = 2
S = 1 x 32 = 32
O = 4 x 16 = 64

Então: 2 + 32 + 64 = **98 u**

c) NaCl → Na = 1 x 23 = 23
Cl = 1 x 35,5 = 35,5

Então: 23 + 35,5 = **58,5 u**

d) KNO₃ → K = 1 x 39 = 39
N = 1 x 14 = 14
O = 3 x 16 = 48

Então: 39 + 14 + 48 = **101 u**

e) CaCO₃ → Ca = 1 x 40 = 40
C = 1 x 12 = 12
O = 3 x 16 = 48

Então: 40 + 12 + 48 = **100 u**

$$\begin{aligned} \text{f) } \text{Al}_2(\text{SO}_3)_3 &\rightarrow \text{Al} = 2 \times 27 = 54 \\ &\quad \text{S} = 3 \times 32 = 96 \\ &\quad \text{O} = 9 \times 16 = 144 \end{aligned}$$

Então: $54 + 96 + 144 = 294 \text{ u}$

4. Aula 3 – Mol

- CONSTANTE DE AVOGADRO

Baseado nas relações de massas, que na verdade eram observadas em reações químicas, um cientista chamado Avogadro, elaborou uma hipótese conhecida como Princípio de Avogadro. Observe a seguir o que diz essa hipótese.



Disponível em:

https://pt.wikipedia.org/wiki/Constante_de_Avogadro acesso em 16 jan 2021.

“Lorenzo Romano Amedeo Carlo Avogadro (1776-1856), foi um advogado e físico italiano, um dos primeiros cientistas a distinguir átomos e moléculas. É mais conhecido por suas contribuições para a teoria molecular. Em sua homenagem, o número de entidades elementares (átomos, moléculas, íons, ou outra partícula) presentes em 1 mol dessa substância é conhecido como constante de Avogadro.”

1 mol $\rightarrow$ $6,02 \times 10^{23}$ “entidades”

- MOL

O mol é a quantidade de matéria de um sistema que contém tantas entidades elementares quanto são os átomos de carbono contido em 0,012 kg de ^{12}C . Sua unidade é também chamada de mol. Ao se utilizar o mol, as entidades elementares devem ser especificadas – átomos, moléculas, fórmulas, íons, elétrons e etc.

- MASSA MOLAR

Corresponde a massa de 1 mol de qualquer espécie química, seja átomo, molécula ou íon. Essa massa é expressa em g/mol (lê – se “*gramas por mol*”)

Ex.: a) Massa Atômica do elemento Ca = 40 u;

Massa Molar do elemento Ca = 40 g/mol.

b) Massa Molecular do composto $\text{H}_2\text{SO}_4 = 98 \text{ u}$;
Massa Molar do composto $\text{H}_2\text{SO}_4 = 98 \text{ g/mol}$.

Obs.: Pode – se determinar a massa molar através da seguinte relação:

$$n = \frac{m}{MM}$$

Onde: n = número de mols

m = massa da amostra (g)

MM = massa molar (g/mol)

Exercício resolvido.: O número de átomos de alumínio presentes em 5,4 g desse metal é: (Dados: Massa Molar Al = 27 g/mol; N° de Avogadro = $6,0 \times 10^{23}$)

(a) $3,4 \times 10^{22}$

(b) $1,2 \times 10^{21}$

(c) $1,2 \times 10^{23}$

(d) $3,4 \times 10^{21}$

Resolução: Através dos dados, temos que: 1 mol de Al contém 27 g, só que o exercício quer determinar a quantidade de átomos de Al em 5,4 g, então deve – se realizar uma Regra de Três Simples, relacionando massa e quantidade de moléculas, temos que:

Massa de Al ----- Átomos de Al

27 g		$6,0 \times 10^{23}$
5,4 g		x

$$27 x = 6,0 \times 10^{23} \cdot 5,4$$

$$27 x = 32,4 \times 10^{23}$$

$$x = \frac{32,4 \times 10^{23}}{27}$$

$$x = 1,2 \times 10^{23} \text{ átomos}$$

Resposta: (c) $1,2 \times 10^{23}$ átomos

ATIVIDADE 2

1) (UFPE) O cobre consiste em dois isótopos com massa 62,96u e 64,96u e abundância isotópica de 70,5% e 29,5%, respectivamente. A massa atômica do cobre é:

- (a) 63,96u
- (b) 63,00u
- (c) 63,80u
- (d) 62,55u
- (e) 63,55u

2) (UFAC) A massa molecular do composto $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ é (Dados: H =1u. O = 16u, Na = 23u e S = 32u).

- (a) 142u
- (b) 196u
- (c) 426u
- (d) 444u
- (e) 668u

3) (Cesgranrio) O inseticida Parathion tem a seguinte fórmula molecular: $\text{C}_{10}\text{H}_{14}\text{O}_5\text{NSP}$. Assinale a alternativa que indica a massa molecular desse inseticida: (Dados: Massas Atômicas (u): C = 12; H = 1; O = 16; N = 14; S = 32; P = 31)

- (a) 53 u
- (b) 106 u
- (c) 260 u
- (d) 291 u

4) Calcule a massa, em gramas, de 3 mols de átomos de magnésio. (Dado: $M_{\text{Mg}} = 24 \text{ g/mol}$)

5) Calcule a massa, em gramas, de uma barra de ferro constituída por 50 mols de átomos. (Dado: $M_{\text{Fe}} = 56 \text{ g/mol}$)

6) (FUVEST-SP) O número de átomos de cobre existente em 10^{-8} grama desse metal é aproximadamente: (Dados: Massa Molar Cu = 63,5; Número de Avogadro = $6,0 \times 10^{23}$)

- (a) 10^8 (b) 10^{12} (c) 10^{14} (d) 10^{20} (e) 10^{31}

5. Aula 4 – Estudo dos Gases

Os gases são de grande importância para vida no nosso planeta, o gás oxigênio para a respiração e o gás carbônico produzido na fotossíntese, entre outros. Muitas vezes são lembrados ou comentados apenas por suas características nocivas. O que precisamos compreender é que, as alterações feitas em sua composição natural é a verdadeira causa de vários problemas relacionados ao estudo dos gases. Nesta aula vamos conhecer algumas propriedades do estado gasoso, estudar a Lei do Gás Ideal que permite prever o comportamento dos gases diante das mudanças de pressão, de volume e temperatura.

“A primeira pessoa a utilizar o termo gás foi Jean-Baptiste, um naturalista belga, alquimista e químico. O termo gás vem do grego caos e significa espaço vazio. O gás tem como característica principal ocupar totalmente o volume do recipiente que o hospeda independentemente de sua quantidade. Isso acontece porque os gases se comportam de forma desordenada em virtude do grau de liberdade que possuem, ocupando totalmente o volume do recipiente a ele oferecido. Outra característica dos gases é sua grande capacidade de compressão.”

O estado em que se apresenta um gás, sob o ponto de vista microscópico, é caracterizado por três variáveis: pressão, volume e temperatura. São denominadas variáveis de estado.

Como vimos na aula anterior, os químicos utilizam o mol para expressar a grandeza quantidade de matéria. Assim como usamos os termos massa molar para designar a massa de 1 mol, vamos utilizar volume molar para nos referir ao volume ocupado por 1 mol de uma determinada substância.

- VOLUME MOLAR

Considerando a Equação de um Gás Ideal (Equação de Clapeyron), temos que:

$$p V = n R T$$

Onde: p = pressão do gás (atm ou mmHg ou torr.)

V = volume do gás (L ou mL ou cm³)

n = número de mols

R = constante dos gases perfeitos ($R = 0,082 \text{ atm.L/mol.K}$)

T = temperatura (escala absoluta, ou seja, Kelvin)

Sendo o volume de um gás, deve ser submetido as CNTP (*Condições Normais de Temperatura e Pressão*), onde:

$$P = 1 \text{ atm ou } 760 \text{ mmHg ou } 760 \text{ torr}$$

$$T = 0^\circ\text{C ou } 273 \text{ K}$$

Substituindo os valores, temos:

$$1 \cdot V = 1 \cdot 0,082 \cdot 273$$

$$V = 0,082 \cdot 273$$

$$V = 22,4 \text{ L}$$

Então, o volume molar de qualquer substância gasosa, nas CNTP é:

$$1 \text{ mol} = 22,4 \text{ L}$$

Resumindo, temos:

$$1 \text{ mol} \left\{ \begin{array}{l} 6,0 \times 10^{23} \text{ (átomos, moléculas ou íons)} \\ \text{Massa Molar (massa) g/mol} \\ 22,4 \text{ L (volume) CNTP} \end{array} \right.$$

Exercício resolvido: Determine a massa de oxigênio (O_2) contida em um recipiente fechado ($P = 4 \text{ atm}$). Sabe-se que o volume ocupado é de $0,82 \text{ L}$ e a temperatura é de 27°C . Dados: Massa Molar do $\text{O}_2 = 32 \text{ g/mol}$

Resolução: $P = 4 \text{ atm}$

$$V = 0,82 \text{ L}$$

$$T = 27^\circ\text{C} \text{ (fazer a conversão para Kelvin)} \rightarrow T = 27 + 273 = 300\text{K}$$

$$R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L/mol} \cdot \text{K}$$

$$m = ?$$

$$n = \frac{m}{MM}$$

$$p V = n R T$$

$$p V = \frac{m}{MM} R T$$

$$4 \cdot 0,82 = \frac{m}{32} \cdot 0,082 \cdot 300$$

$$3,28 = \frac{m}{32} \cdot 24,6$$

$$3,28 = \frac{24,6 m}{32}$$

$$24,6 m = 104,96$$

$$m = \frac{104,96}{24,6}$$

$$m \cong 4,2 \text{ g}$$

ATIVIDADE 3

- 1) Um recipiente fechado contém 22g de gás carbônico (CO₂) a 17°C e exercendo a pressão de 1,45 atm. Calcule o volume do recipiente: Dados : MCO₂ = 44 g/mol ; R = 0,082 atm.L / K.mol
- 2) Qual o volume ocupado nas CNTP, por 85 g de gás amônia (NH₃) ? Dados: N = 14 e H = 1
- 3) Um balão de vidro de 60,0 L contém uma mistura gasosa exercendo a pressão de 0,82 atm a 300 K. Calcule o número de moles dos gases contidos no recipiente: Dados : R = 0,082 atm.L / K.mol

6. Aula 5 – Cálculos Estequiométricos

É a forma de calcular as quantidades de reagentes e produtos envolvidos em uma reação química, compreendendo cálculos matemáticos simples para conhecer a proporção correta de substâncias a serem usadas.

Se baseiam nas Leis Ponderais, relacionadas dos elementos químicos dentro das reações químicas.

OBS.: LEIS PONDERAIS

a) **Lei de Lavoisier** → Também chamada de “Lei de Conservação das Massas”. Baseia – se no princípio “A soma das massas das substâncias reagentes em um recipiente fechado é igual a soma das massas dos produtos da reação.”

b) **Lei de Proust** → Também chamada de “Lei das Proporções Constantes”. Baseia – se em “Uma determinada substância composta é formada por substâncias mais simples, unidas sempre na mesma proporção em massa”.

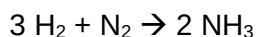
- PASSOS PARA REALIZAR OS CÁLCULOS

- I) Escrever a reação química com as substâncias envolvidas;
- II) Faça o balanceamento da equação química. Ajuste os coeficientes para que reagentes e produtos contenham a mesma quantidade de átomos, segundo as Leis Ponderais;
- III) Escreva os valores das substâncias, segundo os dados do problema e identificando o que se pede;
- IV) Estabeleça a relação existente entre os números de mols, massa, volume. De acordo com os valores:

$$1 \text{ mol} \left\{ \begin{array}{l} 6,0 \times 10^{23} \text{ (átomos, moléculas ou íons)} \\ \text{Massa Molar (massa) g/mol} \\ 22,4 \text{ L (volume) CNTP} \end{array} \right.$$

- V) Faça uma Regra de Três simples para calcular os valores que são pedidos na questão:

Ex.1: Quantos moles do gás hidrogênio (H₂) são necessários para a formação da amônia (NH₃), sabendo que a quantidade do gás nitrogênio (N₂) é de 4 moles?



Resolução: Dados: Relação estequiométrica: é estabelecida pela reação já balanceada, logo, temos:

3 mols de H₂ reagem com 1 mol de N₂

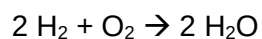
Mols de H₂ ----- Mols de H₂

3 mols		1 mol
x		4 mols

$$1 \cdot x = 3 \cdot 4$$

$$x = 12 \text{ mols de H}_2$$

Ex.2: Qual é o volume de gás oxigênio (O₂), em litros, que se faz necessário para formar 1 mol de água líquida (H₂O), segundo as CNTP?



Resolução: Dados: Relação estequiométrica: estabelecida pela reação já balanceada, logo:

1 mol de O₂ produzem 2 mols de H₂O

Como o problema quer que determine o volume, então a relação será entre **volume de O₂ com mols de H₂O**

Volume de O₂ ----- Mols de H₂O

22,4 L		2 mols
x		1 mol

$$2 \cdot x = 22,4 \cdot 1$$

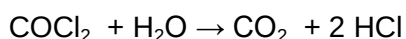
$$2 x = 22,4$$

$$x = \frac{22,4}{2}$$

$$x = 11,2 \text{ L de O}_2$$

ATIVIDADE 4

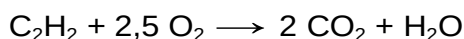
1) (PUC-MG) Fosgênio, COCl_2 , é um gás venenoso. Quando inalado, reage com a água nos pulmões para produzir ácido clorídrico (HCl), que causa graves danos pulmonares, levando, finalmente, à morte: por causa disso, já foi até usado como gás de guerra. A equação química dessa reação é:



Se uma pessoa inalar 198 mg de fosgênio, a massa de ácido clorídrico, em gramas, que se forma nos pulmões, é igual a: (Massas Molares: $\text{COCl}_2 = 99 \text{ g/mol}$; $\text{HCl} = 36,5 \text{ g/mol}$; $1 \text{ mg} = 10^{-3} \text{ g}$)

- (a) $1,09 \cdot 10^{-1}$.
- (b) $1,46 \cdot 10^{-1}$.
- (c) $2,92 \cdot 10^{-1}$.
- (d) $3,65 \cdot 10^{-2}$.
- (e) $7,30 \cdot 10^{-2}$.

2) Qual é a quantidade de matéria de gás oxigênio necessária para fornecer 17,5 mol de água, $\text{H}_2\text{O}_{(v)}$, na queima completa do acetileno, $\text{C}_2\text{H}_{2(g)}$?



- (a) 43,75 mol
- (b) 2 mol
- (c) 17,5 mol
- (d) 35 mol
- (e) 27,2 mol

3) (Cesgranrio) De acordo com a Lei de Lavoisier, quando fizermos reagir completamente, em ambiente fechado, 1,12g de ferro com 0,64g de enxofre, a massa, em g, de sulfeto de ferro obtida será de: (Fe=56; S=32)

- (a) 2,76
 - (b) 2,24
 - (c) 1,76
- $$\text{Fe} + \text{S} \longrightarrow \text{FeS}$$

(d) 1,28

(e) 0,48

4) (UFBA) Hidreto de sódio reage com água, dando hidrogênio, segundo a reação:
 $\text{NaH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH} + \text{H}_2$ Para obter 10 mols de H_2 , são necessários quantos mols de água?

(a) 40 mols

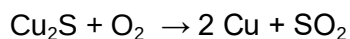
(b) 20 mols

(c) 10 mols

(d) 15 mols

(e) 2 mols

5) (Unimep) O cobre participa de muitas ligas importantes, tais como latão e bronze. Ele é extraído de calcosita, Cu_2S , por meio de aquecimento em presença de ar seco, de acordo com a equação:



A massa de cobre que pode ser obtida a partir de 500 gramas de Cu_2S é, aproximadamente igual a: (Dados: massas atômicas - Cu = 63,5; S = 32).

(a) 200 g

(b) 400 g

(c) 300 g

(d) 600 g

(e) 450 g

7. Considerações Finais

Devemos compreender que as substâncias podem sofrer transformações na natureza da matéria, de diversas formas, compreendendo um fenômeno químico, o que configura uma reação química, onde temos as substâncias iniciais, chamadas reagentes, se combinando para formar novas substâncias, que são os produtos e que todas as espécies participantes de tal fenômeno, devem estar equilibradas, ou seja, balanceadas.

As substâncias podem ser contadas através de um padrão estabelecido por Avogadro, que é a Constante de Avogadro, associando ao mol, que é uma quantidade de matéria, assim como a dúzia, a dezena, a centena, entre outras. Com esse padrão, podemos quantificar a massa, o volume de um gás, de acordo com as CNTP (Condições Normais de Temperatura e Pressão), envolvendo um gás ideal.

E por fim, podemos também quantificar os participantes de uma reação química, seja a massa, o número de “entidades” (associa a que espécie pertence, seja átomo, molécula ou íon), o volume ou até a quantidade de matéria (mol), das substâncias, através dos Cálculos Estequiométricos.

8. Conclusão

Nesta Orientação de Estudo, os estudantes serão chamados a atenção para as transformações que a matéria sofre em sua natureza, começando pela primeira aula, onde estudamos as Reações Químicas, tipos, classificação e o seu balanceamento; já na segunda aula, começamos a abordar as Relações Numéricas através de suas massas; na terceira aula, complementaremos as Relações Numéricas com a quantidade de matéria, que é o mol, com o Número de Avogadro e a Massa Molar das substâncias; na quarta aula iremos estudar o comportamento de um Gás Ideal através da Equação dos Gases Ideais e de lá verificaremos o valor do Volume Molar e finalizando com a quinta aula, onde abordaremos os Cálculos Estequiométricos, com seu passo a passo com bastante atenção para que o estudante não se perca na hora de resolver o exercício, onde a interpretação será essencial para compreender.

9. INDICAÇÕES BIBLIOGRÁFICAS

PERUZZO, Francisco Miragaia – **Química na abordagem do cotidiano** / Francisco Miragaia Peruzzo, Eduardo Leite do Canto. – 4. Ed. – São Paulo: Moderna, 2006.

FELTRE, Ricardo. **Fundamentos de Química**: vol. único. 4ª.ed. São Paulo: Moderna, 2005.

FONSECA, Martha Reis Marques da. **Completamente Química, Ciências, Tecnologia & Sociedade**. São Paulo: Editora FTD S.A., 2001

Amedeo Avogadro – Wikipédia, a enciclopédia livre

http://pt.wikipedia.org/wiki/Amedeo_Avogadro acesso em 16 jan 2021

Mol – Wikipédia, a enciclopédia livre

<https://pt.wikipedia.org/wiki/Mol> acesso em 16 jan 2021

Lei dos gases – Brasil Escola

<http://www.brasilecola.com/fisica/leis-dos-gases.htm> acesso em 16 jan 2021