

Química

Aluno

Caderno de Atividades Pedagógicas de Aprendizagem Autorregulada - 02

2ª Série | 2º Bimestre

Disciplina	Curso	Bimestre	Série
Química	Ensino Médio	2º	2ª
Habilidades Associadas			
1. Relacionar a massa atômica e a massa molecular com o conceito de mol e a constante de Avogadro.			
2. Reconhecer que a quantidade de matéria nos gases pode ser estimada pela aplicação da lei dos gases Ideais.			
3. Fazer o balanceamento de equações simples.			

Apresentação

A Secretaria de Estado de Educação elaborou o presente material com o intuito de estimular o envolvimento do estudante com situações concretas e contextualizadas de pesquisa, aprendizagem colaborativa e construções coletivas entre os próprios estudantes e respectivos tutores – docentes preparados para incentivar o desenvolvimento da autonomia do alunado.

A proposta de desenvolver atividades pedagógicas de aprendizagem autorregulada é mais uma estratégia pedagógica para se contribuir para a formação de cidadãos do século XXI, capazes de explorar suas competências cognitivas e não cognitivas. Assim, estimula-se a busca do conhecimento de forma autônoma, por meio dos diversos recursos bibliográficos e tecnológicos, de modo a encontrar soluções para desafios da contemporaneidade, na vida pessoal e profissional.

Estas atividades pedagógicas autorreguladas propiciam aos alunos o desenvolvimento das habilidades e competências nucleares previstas no currículo mínimo, por meio de atividades roteirizadas. Nesse contexto, o tutor será visto enquanto um mediador, um auxiliar. A aprendizagem é efetivada na medida em que cada aluno autorregula sua aprendizagem.

Destarte, as atividades pedagógicas pautadas no princípio da autorregulação objetivam, também, equipar os alunos, ajudá-los a desenvolver o seu conjunto de ferramentas mentais, ajudando-os a tomar consciência dos processos e procedimentos de aprendizagem que ele pode colocar em prática.

Ao desenvolver as suas capacidades de auto-observação e autoanálise, ele passa a ter maior domínio daquilo que faz. Desse modo, partindo do que o aluno já domina, será possível contribuir para o desenvolvimento de suas potencialidades originais e, assim, dominar plenamente todas as ferramentas da autorregulação.

Por meio desse processo de aprendizagem pautada no princípio da autorregulação, contribui-se para o desenvolvimento de habilidades e competências fundamentais para o aprender-a-aprender, o aprender-a-conhecer, o aprender-a-fazer, o aprender-a-conviver e o aprender-a-ser.

A elaboração destas atividades foi conduzida pela Diretoria de Articulação Curricular, da Superintendência Pedagógica desta SEEDUC, em conjunto com uma equipe de professores da rede estadual. Este documento encontra-se disponível em nosso site www.conexaoprofessor.rj.gov.br, a fim de que os professores de nossa rede também possam utilizá-lo como contribuição e complementação às suas aulas.

Estamos à disposição através do e-mail curriculominimo@educacao.rj.gov.br para quaisquer esclarecimentos necessários e críticas construtivas que contribuam com a elaboração deste material.

Secretaria de Estado de Educação

Caro aluno,

Neste caderno, você encontrará atividades diretamente relacionadas a algumas habilidades e competências do 2º Bimestre do Currículo Mínimo de Química da 2ª Série do Ensino Médio. Estas atividades correspondem aos estudos durante o período de um mês.

A nossa proposta é que você, Aluno, desenvolva estas Atividades de forma autônoma, com o suporte pedagógico eventual de um professor, que mediará as trocas de conhecimentos, reflexões, dúvidas e questionamentos que venham a surgir no percurso. Esta é uma ótima oportunidade para você desenvolver a disciplina e independência indispensáveis ao sucesso na vida pessoal e profissional no mundo do conhecimento do século XXI.

A quantidade de matéria é um conceito básico em química, que fundamenta-se na noção de que a matéria é constituída por entidades elementares de natureza microscópica. Neste caderno vamos conhecer a representação e quantificação da matéria.

Este documento apresenta 05 (cinco) Aulas. As aulas podem ser compostas por uma **explicação base**, para que você seja capaz de compreender as principais ideias relacionadas às habilidades e competências principais do bimestre em questão, e **atividades** respectivas. Leia o texto e, em seguida, resolva as Atividades propostas. As Atividades são referentes a dois tempos de aulas. Para reforçar a aprendizagem, propõe-se, ainda, uma **pesquisa** e uma **avaliação** sobre o assunto.

Um abraço e bom trabalho!

Equipe de Elaboração

Sumário

+ Introdução.....	03
+ Aula 01: Você sabia que podemos contar átomos moléculas?.....	05
+ Aula 02: Estudo dos Gases.....	11
+ Aula 03: Balanceamento de equações químicas	15
+ Avaliação.....	19
+ Pesquisa	21
+ Referências	23

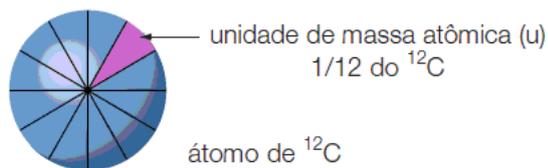
Aula1:Você sabia que podemos contar átomos e moléculas?

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.

Para criar um escala de massas atômicas, é necessário escolher um elemento um elemento como padrão e a determinado valor à sua massa atômica. Desse modo, as massas atômicas de outros elementos químicos adquirem valores relativos a este padrão. Atualmente, o padrão de referência é o isótopo 12 do carbono, a cuja massa se atribui o valor 12. Dessa maneira, todos os outros elementos tiveram suas massas atômicas recalculadas, e o resultado constitui a escala hoje aceita internacionalmente¹.

¹ AMBROGI, Angélica; LISBOA, Júlio Cezar Foschini; FREGONESE, Elena Versolato. *Unidades modulares de Química*. São Paulo: Hamburg/Cecisp, 1987. p. 43-44.



Representação de unidade de massa atômica²

1. MASSA ATÔMICA (MA)

A massa atômica de um átomo é sua massa determinada em u, ou seja, é a massa comparada com 1/12 da massa do ^{12}C .

Massa atômica do $^4\text{He}_2$	4,0030 u	4 u
Massa atômica do $^{27}\text{Al}_{13}$	26,9815 u	27 u

2. MASSA MOLECULAR (MM)

Corresponde à massa de uma molécula de uma determinada substância, expressa em u (unidade de massa atômica). Em termos numéricos, a massa molecular é igual à soma das massas atômicas de todos os átomos presentes na molécula dessa substância.

Exemplo 1: Calcular a massa molecular da água (H_2O).

Dados: Massas Atômicas: H = 1u e O = 16u

$$\text{Massa Molecular} = (1 \times 2) + (16 \times 1) = 2 + 16 = 18 \text{ u}$$

Exemplo 2: Calcular a massa molecular da glicose ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$).

Dados: Massas Atômicas: H = 1u; O = 16u e C = 12u

$$\text{Massa Molecular} = (6 \times 12) + (12 \times 1) + (6 \times 16) = 72 + 12 + 96 = 180 \text{ u}$$

² Usberco, João Química — volume único / João Usberco, Edgard Salvador. — 5. ed. reform. — São Paulo: Saraiva, 2002. p. 207.

3. 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.



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 Avogadro³.

Esse número (N) tem como valor aceito atualmente:

$6,022 \times 10^{23}$ ou $6,02 \times 10^{23}$ ou $6,0 \times 10^{23}$

4. QUANTIDADE DE MATÉRIA – MOL



³ http://pt.wikipedia.org/wiki/Amedeo_Avogadro disponível em 30/07/2013.

Um mol de cada um dos seguintes elementos comuns: carbono (carvão em pó), enxofre (pó amarelo), ferro (pregos), cobre (fios) e mercúrio (metal líquido prateado)⁴.

Ambas as palavras mol e molécula têm sua origem no latim *moles*, que entre seus muitos significados, traz a idéia de "porção", "quantidade", "massa" ou "grande massa". Porém, não se deve confundir o conceito de molécula com o de mol. Para evitar esta confusão, deve-se lembrar que molécula, palavra originalmente derivada do diminutivo de mol, refere-se de uma forma geral a uma entidade eletricamente neutra, tendo mais do que um átomo enquanto que mol, pode referir-se a $6,022 \times 10^{23}$ moléculas.⁵

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 ¹²C. 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.

A massa molar de um elemento químico ou de uma substância é numericamente igual à massa atômica desse elemento ou do total das massas atômicas componentes da substância em unidades de massa atômica. Desta forma, conhecendo-se a massa atômica de um elemento (expressa em unidades de massa atômica, *u*) ou dos elementos constituintes da substância, sabe-se também a sua massa molar – expressa em g/mol.

Exemplo 3: Calcular a massa molar da água (H₂O).

Dados: Massas Atômicas: H = 1u e O = 16u

Massa Molecular = $(1 \times 2) + (16 \times 1) = 2 + 16 = 18 \text{ g/mol}$

Exemplo 4: Calcular a massa molar da glicose (C₆H₁₂O₆).

Dados: Massas Atômicas: H = 1u; O = 16u e C = 12u

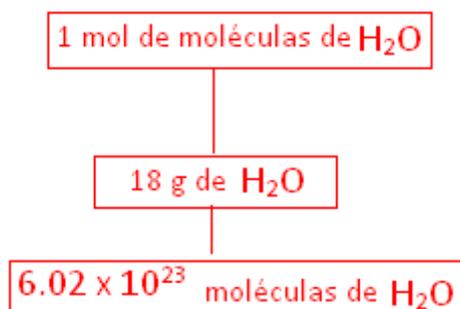
⁴ <http://www.proenc.iq.unesp.br/index.php/quimica/206-esteq-massatom> disponível em 30/07/2013.

⁵ <https://pt.wikipedia.org/wiki/Mol> disponível em 01/08/2013.

$$\text{Massa Molecular} = (6 \times 12) + (1 \times 12) + (6 \times 16) = 72 + 12 + 96 = 180 \text{ g/mol}$$

O conceito de mol está intimamente ligado à constante de Avogadro, onde 1 mol tem aproximadamente $6,02 \times 10^{23}$ entidades.

- ✚ 1 mol de moléculas de um gás possui aproximadamente $6,02 \times 10^{23}$ moléculas.
- ✚ 1 mol de íons equivale a aproximadamente $6,02 \times 10^{23}$ íons.
- ✚ 1 mol de grãos de areia equivale a aproximadamente $6,02 \times 10^{23}$ grãos de areia.



Relação entre mol, massa molar e constante de Avogadro⁶

Exemplo 5: Determine o número de moléculas existentes em 2 mols de glicose (C₆H₁₂O₆).

1 mol de glicose _____ $6,02 \times 10^{23}$ moléculas

2 mols de glicose _____ X

$$X = 2 \cdot 6,02 \times 10^{23}$$

$$X = 12,04 \times 10^{23} \text{ moléculas}$$

⁶ Figura de autoria própria.

Atividade 1

1. Sabendo que a massa atômica do oxigênio é igual a 16u, calcule a massa molar do ozônio (O_3):

- a) 48 g/mol
- b) 16 g/mol
- c) 64 g/mol
- d) 32 g/mol
- e) 128 g/mol

2. Qual o número de mols de amônia (NH_3) contidos em uma amostra de 68 gramas de amônia? (Massas Atômicas: H=1u; N = 14u)

- a) 1 mol
- b) 2 mols
- c) 3 mols
- d) 4 mols
- e) 5 mols

3. Determine o número de moléculas existentes em 0,5 mol de ácido nítrico (HNO_3).

Aula 2: 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 compressão⁷.

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.

⁷ <http://www.brasilecola.com/fisica/leis-dos-gases.htm> disponível em 31/07/2013.

Volume molar de gases é o volume ocupado por um mol de qualquer gás, a uma determinada pressão e temperatura.

Volume Molar = 22,4 L/mol nas CNTP

CNTP = condições normais de temperatura e pressão, 0 °C (273K) e 1 atm (760mmHg).

Exemplo 1. Qual o volume ocupado por 0,75 mol de gás nitrogênio (N₂) nas condições normais de temperatura e pressão (CNTP)?

1 mol _____ 22,4 L

0,75 mol _____ X

$X = 0,75 \cdot 22,4 \rightarrow X = 16,8 \text{ L}$

GÁS IDEAL

Gás ideal é aquele que possui propriedades inexistentes nos gases naturais, sempre confirmadores da teoria cinética dos gases. Além disso, não existe nenhum gás ideal, no entanto sob determinadas condições de temperatura e pressão – baixas pressão e temperatura altas – qualquer gás poderá apresentar comportamento próximo ao gás ideal.

O estudo dos gases é feito pelo comportamento de suas partículas, que podem ser átomos ou moléculas. Segundo a **teoria cinética dos gases**, um gás ideal apresenta as seguintes características:

1. Suas partículas são de tamanho desprezível, não podendo realizar movimento de rotação;
2. A força de interação elétrica entre as partículas devem ser nulas;
3. Chocam-se sem perda de energia cinética.

A equação que descreve normalmente a relação entre a pressão, e volume, a temperatura e a quantidade (em moles) de um gás ideal é:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

P = pressão

V = volume

n = número de mols (é dado pela razão entre a massa do gás (m) e sua massa molar (M)). $n = \frac{m}{M}$

T = temperatura (K) → T = t°C + 273

R = constante universal dos gases

R = 0,082 atm . L/mol . K R = 62,3 mmHg . L/mol . K

R = 8,315 kPa . L/mol .

A Lei do Gás Ideal se aplica a substâncias no estado gasoso (de comportamento ideal), com a temperatura necessária na escala Kelvin e com P e V nas mesmas unidades de R.

Exemplo 2. Determine a massa de oxigênio (O₂) contida em um recipiente fechado (P = 4 atm). Sabe-se que o volume ocupado é de 0,82 L e a temperatura é de 27 °C.

Dados: Massa Molar do O₂ = 32 g/mol

P = 4 atm

V = 0,82 L

T = 27 °C (fazer a conversão para Kelvin) → T = 27 + 273 = 300K

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

$$m = ?$$

$$n = \frac{m}{M} \quad P \times V = \frac{m}{M} \times R \times T \quad \rightarrow \quad 4 \times 0,82 = \frac{m}{32} \times 0,082 \times 300$$

$$4 \times 0,82 \times 32 = m \times 0,082 \times 300 \quad \rightarrow \quad 104,96 = m \times 24,6 \quad \rightarrow \quad m = \frac{104,96}{24,6} \quad \rightarrow \quad m = 4,2\text{g}$$

Atividade 2

1. Um recipiente fechado contém 22g de gás carbônico (CO_2) a 17°C e exercendo a pressão de 1,45 atm. Calcule o volume do recipiente:

Dados : $M_{\text{CO}_2} = 44 \text{ g/mol}$; $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} / \text{K} \cdot \text{mol}$

2. Qual o volume ocupado nas CNTP, por 85 g de gás amônia (NH_3) ?

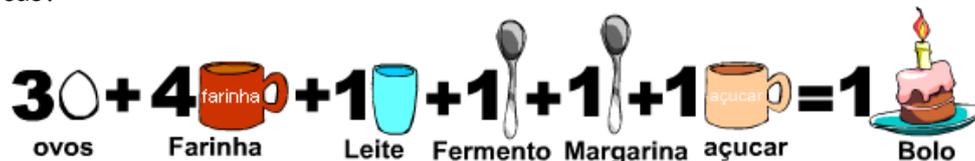
Dados: N = 14 e H = 1

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

Aula 3: Balanceamento de equações químicas

O que o simples ato de cozinhar tem a ver com o balanceamento das equações químicas?



Preparo de um bolo⁸.

Quando estamos diante de uma receita, seja ela qual for, temos que estar atentos à quantidade de ingredientes que serão utilizados, pois qualquer erro em sua proporção e podemos perder toda receita. Com a química não é muito diferente, para que se tenha certa quantidade de produto vamos precisar de uma quantidade exata de reagentes.

As equações químicas nos mostram a proporção em número de moléculas, segundo a qual as substâncias reagem e se formam. Nesta aula vamos entender que as massas dos reagentes são consumidas progressivamente e que as massas dos produtos são aumentadas da mesma maneira.



Representação da Equação Química⁹.

⁸ http://www.labvirtq.fe.usp.br/simulacoes/quimica/sim_qui_bolo.htm disponível em 02/08/2013.

⁹ Figura de própria autoria.

Durante a reação, átomos de um determinado elemento não se transformam em átomos de outro elemento. Não há perda de átomos que já existem ou criação de novos átomos, na realidade, o que ocorre é que átomos das substâncias reagentes se reagrupam de um modo diferente, dando origem a novas substâncias.



Total de átomos do reagente:

4 átomos de H

2 átomos de O

Total de átomos do produto:

4 átomos de H

2 átomos de O

Essa igualdade de átomos no reagente e no produto deve-se ao fato de que a equação química está devidamente balanceada. Balancear uma equação química significa ajustar os coeficientes desta equação, seguindo a Lei de Conservação das Massas, enunciada pelo cientista francês Lavoisier, veremos a seguir o diz essa lei.



Antoine Laurent de Lavoisier

Antoine Laurent de Lavoisier (1743 – 1794) foi um químico francês, considerado o pai da química moderna. Foi o primeiro cientista a enunciar o princípio da conservação da matéria. Além disso, identificou e batizou o oxigênio, refutou a teoria flogística e participou na reforma da nomenclatura química. Célebre por seus estudos sobre a conservação da matéria, mais tarde immortalizado pela frase popular:

“Na Natureza nada se cria, nada se perde, tudo se transforma”¹⁰.



Representação da Molécula de Água¹¹.

As quantidades de átomos das substâncias envolvidas em uma reação devem ser conservadas e, para que isso ocorra, são usados os menores números possíveis que indiquem as mesmas quantidades dos átomos reagentes nos produtos.

Exemplos:



Total de átomos do reagente:

2 átomos de K; 2 átomos de Cl; 6 átomos de O

Total de átomos do produto:

2 átomos de K; 2 átomos de Cl; 6 átomos de O



Total de átomos do reagente:

1 átomo de Mg; 1 átomo de S; 4 átomos de H; 6 átomos de O

Total de átomos do produto:

1 átomo de Mg; 1 átomo de S; 4 átomos de H; 6 átomos de O

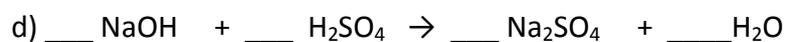
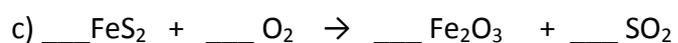
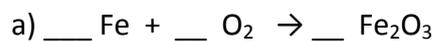
Para reforçar nosso aprendizado, que tal fazermos as atividades a seguir?

¹⁰ http://pt.wikipedia.org/wiki/Ficheiro:Antoine_lavoisier_color.jpg disponível em 02/08/2013.

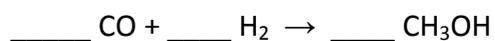
¹¹ Figura de autoria própria

Atividade 3

1. Faça corretamente o balanceamento das reações abaixo:



2. Uma das formas experimentais de obtenção do metanol (CH₃OH), consiste em reagir monóxido de carbono (CO) com hidrogênio molecular (H₂). Faça o balanceamento da equação que representa o processo descrito acima.



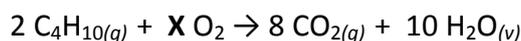
Avaliação

1. (UFF – RJ) Feromônios são compostos orgânicos secretados pelas fêmeas de muitos insetos para determinadas funções, dentre as quais a de acasalamento. Um determinado feromônio, utilizado com esta finalidade, tem fórmula molecular $C_{19}H_{38}O$ e, normalmente, a quantidade secretada é cerca de $1,0 \times 10^{-12}$ g. Pode-se afirmar que o número de moléculas existentes nessa massa é:

Dados: C = 12; H = 1; O = 16

- a) $6,0 \times 10^{-23}$
- b) $1,7 \times 10^{-17}$
- c) $2,1 \times 10^9$
- d) $4,3 \times 10^{15}$
- e) $1,7 \times 10^{20}$

2. (Saerjinho – 2012) O gás butano é um dos constituintes do gás de cozinha. A queima desse gás produz gás carbônico e água, como mostra a equação abaixo:



Nessa equação, o valor do coeficiente **X**, para que essa equação esteja balanceada é:

- a) 4
- b) 6,5
- c) 8
- d) 13
- e) 16

3. (Saerjinho - 2012) O volume molar de um gás é o volume ocupado por um mol desse gás, a uma determinada pressão e temperatura.

Qual o volume, aproximado, ocupado por uma amostra constituída de 8,8 g de gás carbônico que se encontra nas CNTP?

Dado: Volume Molar = 22,71L

- a) 0,20 L
- b) 2,27 L
- c) 4,54 L
- d) 22,71 L
- e) 45,42 L

4. (Saerjinho - 2012) Muitos gases são armazenados em cilindros que mantêm a pressão e a temperatura constante. Um cilindro de 17,5 L, contém 32 g de um determinado gás que exerce 623 mmHg de pressão a uma temperatura de 77 °C.

Qual a massa molar aproximada desse gás?

Dado: Constante universal dos gases perfeitos (R) = 62,3

- a) 17 g
- b) 30 g
- c) 34 g
- d) 44 g
- e) 64 g

5. (Saerjinho - 2012) A massa molar indica a massa existente em um mol de qualquer substância calculada em relação ao isótopo do átomo de carbono. Cada substância tem uma massa molar que depende dos átomos que a constitui.

A massa, em gramas, de um mol de $Al_2(SO_4)_3$ é de, aproximadamente:

- a) 123
- b) 150
- c) 167
- d) 315
- e) 342

Pesquisa

Caro aluno, agora que já estudamos todos os principais assuntos relativos ao 2º bimestre, é hora de discutir um pouco sobre a importância deles na nossa vida. Então, vamos lá?

Leia atentamente as questões a seguir e através de uma pesquisa, responda cada uma delas de forma clara e objetiva. **ATENÇÃO:** Não se esqueça de identificar as Fontes de Pesquisa, ou seja, o nome dos livros e sites nos quais foram utilizados.

Em 2016 o Rio de Janeiro será sede dos Jogos Olímpicos, mas o que isso tem a ver com Química? Os químicos criaram um método de prever se os atletas fazem uso de substâncias capazes de aumentar o desempenho. Através da pesquisa registre individualmente e entregue ao professor segundo a data estabelecida por ele.

I – Como é feita a análise dessas substâncias?

II – Além dos jogos, qual a importância dessas técnicas em favor da sociedade?

III – Exprese sua opinião sobre o uso de anabolizantes entre os atletas.

Referências

[1] TITO, M.P.E. CANTO, E. L. Química na abordagem do Cotidiano. Volume 1. Moderna Ltda. São Paulo, 1943. Capítulos 13 e 14 págs. 278 a 350.

[2] LISBOA, Julio Cezar Foschini. Ser Protagonista Química. Volume 1. Editora SM Edições. Capítulo 13 págs. 244 a 248. Capítulos 17, 18 e 19 págs. 318 a 377.

[3] Usberco, João Química — volume único / João Usberco, Edgard Salvador.— 5. ed. reform. — São Paulo : Saraiva, 2002. Unidades 7 e 8 págs. 207 a 237.

Equipe de Elaboração

COORDENADORES DO PROJETO

Diretoria de Articulação Curricular

Adriana Tavares Maurício Lessa

Coordenação de Áreas do Conhecimento

Bianca Neuberger Leda
Raquel Costa da Silva Nascimento
Fabiano Farias de Souza
Peterson Soares da Silva
Ivete Silva de Oliveira
Marília Silva

PROFESSORES ELABORADORES

Elaine Antunes Bobeda
Marco Antonio Malta Moure
Renata Nascimento dos Santos