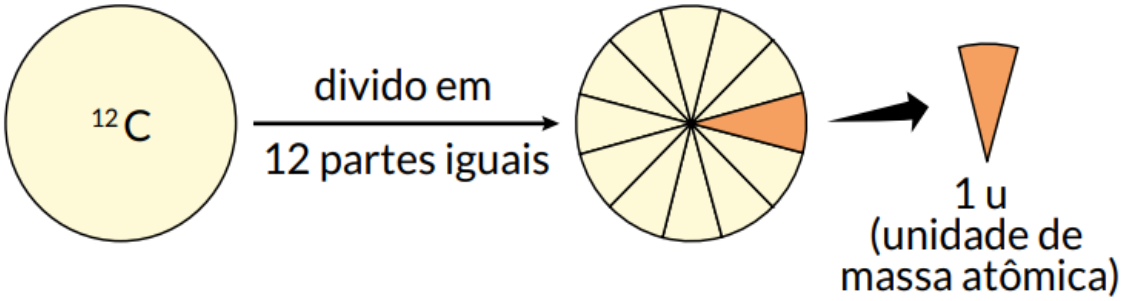
TEMA 6 – ESTEQUIOMETRIA

Teoria Atômico Molecular (TAM)

Os átomos são as menores partículas da matéria, logo, são muito pequenos. Mesmo o menor grão de pó que os nossos olhos conseguem ver contém uma grande quantidade de átomos. Para descrever a massa dos átomos numa escala conveniente, visto que, usar gramas ou miligramas não seria adequado. Por **convenção internacional**, um átomo do **isótopo Carbono-12** tem uma massa de exatamente 12u (unidade de massa atômica). Esse átomo de carbono serve de padrão e dessa forma:



Isótopo C^{12} $\quad 1u = \frac{1}{12}\ C^{12} \qquad 1u = 1{,}66 \times 10^{-24}\ g$

A massa do próton é 1,007582 u. A do nêutron é 1,008930 u. Ambas são quase iguais a 1 u, portanto o número de massa de um elemento dá aproximadamente equivale à sua massa atômica.

A partir da comparação entre as massas dos átomos de todos os elementos químicos e a unidade, obtemos uma escala de massas atômicas (A).

- A massa atômica do Ferro é **55,845 u**. Isso significa que cada átomo de ferro tem massa 55,845 vezes maior do 1/12 da massa do isótopo 12 do carbono.

Massa atômica (MA)

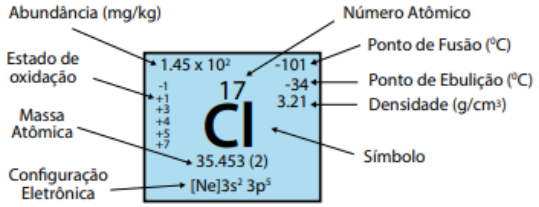
Massa atômica é o número que indica **quantas vezes** a massa de um átomo de um determinado elemento é mais pesada que 1u, ou seja, 1/12 da massa do isótopo 12 do carbono. Comparando-se a massa de um átomo de determinado elemento com a unidade de massa atômica (1u), obtém-se a massa desse átomo.

A maioria dos elementos apresenta isótopos. O cloro, por exemplo, é constituído por uma mistura de dois isótopos de massas atômicas, respectivamente, 35 e 37.

Elemento Cloro $\begin{cases} {}^{35}_{17}Cl \rightarrow 75\% \\ {}^{37}_{17}Cl \rightarrow 25\% \end{cases}$

A massa atômica do cloro é dada pela média ponderada das massas isotópicas:

$$\mathbf{MA_{Cl} = \frac{35 \,.\, 75 + 37 \,.\, 25}{100} = 35{,}45\ u}$$



Portanto, massa dos elementos que possuem isótopos é a média ponderada deles.

Massa molecular (MM)

A massa molecular é a massa de uma **molécula** em u. Para obtê-la, devemos somar as massas atômicas de cada elemento da molécula.

Massa molecular é o número que indica quantas vezes a **massa de uma molécula** é mais pesada que 1u, ou seja, 1/12 do átomo isótopo 12 do carbono.

Lembrando que molécula é formada por dois ou mais átomos.

Exemplo: $\boldsymbol{H_2O}$

MA do Hidrogênio = 1 u e o MA do Oxigênio = 16 u

MM da $\boldsymbol{H_2O}$ **= (2 . 1u) + 16 u = 18 u**

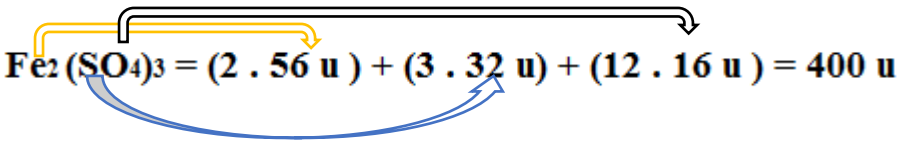
Portanto, a massa de uma molécula $\boldsymbol{H_2O}$ é 18 vezes mais pesada que 1/12 do átomo de carbono-12.

Exemplos I:

$$\mathbf{H_2S = (1u \,.\, 2) + 32\ u = 34\ u}$$

Sabendo que a MA do Hidrogênio é 1u e a MA do Enxofre é 32 u, multiplicamos ela pelo índice do elemento para encontrar a MM que é 34 u.

Exemplo II:



Sabendo que a MA do Ferro é 56 u , MA do Enxofre é 32 u e a MA do Oxigênio 16 u, multiplicamos as MA pelos índices dos elementos, o detalhe importante aqui, é que os elementos que estão entre parênteses realizamos uma distributiva, logo temos, temos um total de 12 Oxigênios e 3 Enxofre, sendo assim, MM = 400u.

Exemplo 3 :

$C_{12}H_{22}O_{11} = 6 \,.\, 12\text{ u} + 12 \text{ x } 1\text{ u} + 6 \,.\, 16\text{ u} = 180\text{ u}$

C H O

* Podemos obter os valores de MA consultando sempre a tabela periódica.

Conceito sobre o mol

É muito comum usar a palavra mol quando estamos na Química, pois é uma grandeza que pode ser utilizada em diversas situações, a mais comum é indica um amontoamento de partículas, como por exemplo, átomos, elétrons, moléculas e outras.

Experimentalmente, um mol irá conter $6{,}02 \,.\, 10^{23}$ **unidades** de partículas.

Chamamos o número $6{,}02 \,.\, 10^{23}$ de número de Avogadro, pois foi este cientista que conseguiu padronizar a quantidade especifica de espécie química através de seus estudo com gases.

Número de Avogadro (Unidades)

O número $6{,}02 \,.\, 10^{23}$é chamado simplesmente de Mol.

Corresponde a 602 sextilhões de unidades, ou seja: 602 000 000 000 000 000 000 0000.

Exemplos:

1 mol de moléculas é igual a ($1 \,.\, 6{,}02 \,.\, 10^{23}$) = $6{,}02 \,.\, 10^{23}$ unidades

2 mols de átomos é igual a ($2 \,.\, 6{,}02 \,.\, 10^{23}$) = $12{,}04 \,.\, 10^{23}$ unidades

10 mols de grãos é igual a ($10 \,.\, 6{,}02 \,.\, 10^{23}$) = $60{,}2 \,.\, 10^{23}$ unidade

Massa molar de um elemento (g)

Os elementos possuem sua massa atômica MA (u), porém é um valor muito pequeno que no dia-a-dia se torna imensurável, pois é praticamente impossível isolar um único

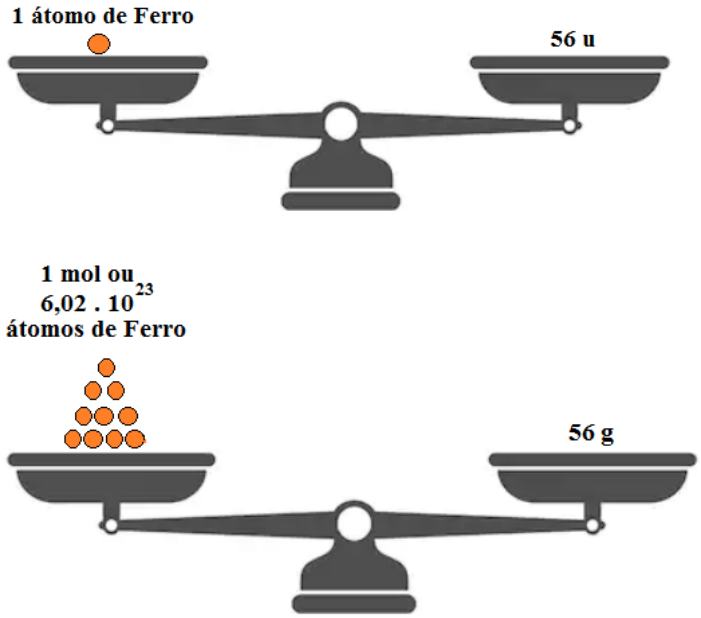
elemento para medir sua massa, logo, é usado o número de Avogadro para obter uma porção determinada que seja mensurável.

1 átomo de Ferro equivale a 56 u

$6{,}02.10^{23}$ átomos de Ferro equivale a 56g , logo, 1 mol átomos de Ferro equivale a 56g.

A massa molar de um elemento é numericamente igual à sua massa atômica, porém ao invés de usar (u) usamos (g) como unidade de medida.

Exemplo :



Usamos a quantidade de 1 mol de átomos de Ferro para facilitar a sua medição, pois quando colocado em uma balança, obtemos 56 g de massa.

Massa molar de uma substância (g)

É a massa em gramas de um mol de **moléculas**, ou seja, $6{,}02 \cdot 10^{23}$ de uma substância. Ela é numericamente igual à sua massa molecular (MM).

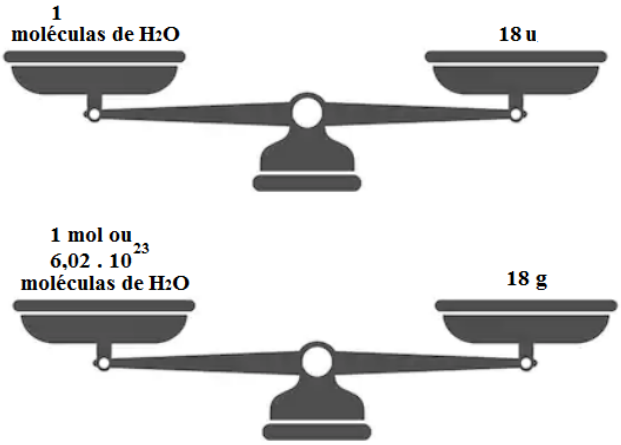
Primeiro, é necessário calcular a massa molecular da substância para obtermos a massa molar dela.

Exemplo:

MM da H_2O = (2 . 1u) + 16 u = 18 u, logo a massa molar de H_2O será **18 g/mol**

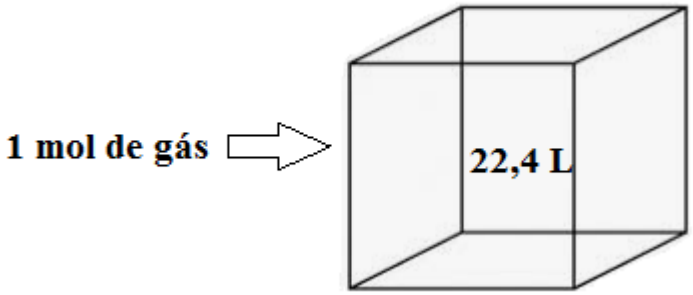
MM da $Fe_2(SO_4)_3$ = (2 . 56u) + (3 . 32u) + (12. 16u) = 400 u, logo a massa molar será **400 g/mol.**

Utilizamos a razão g/mol para indicar a quantidade de massa em grama que representa o valor de 1 mol de um determinada substância.



Volume molar

O mol também é usado para medir volume de gases, como a temperatura e pressão altera o volume, é necessário os gases estarem em (CNTP), ou seja, pressão de 1atm e temperatura a 0 ℃.



1 mol de qualquer gás ideal, nas CNTP, ocupa 22,4L

Leis ponderais

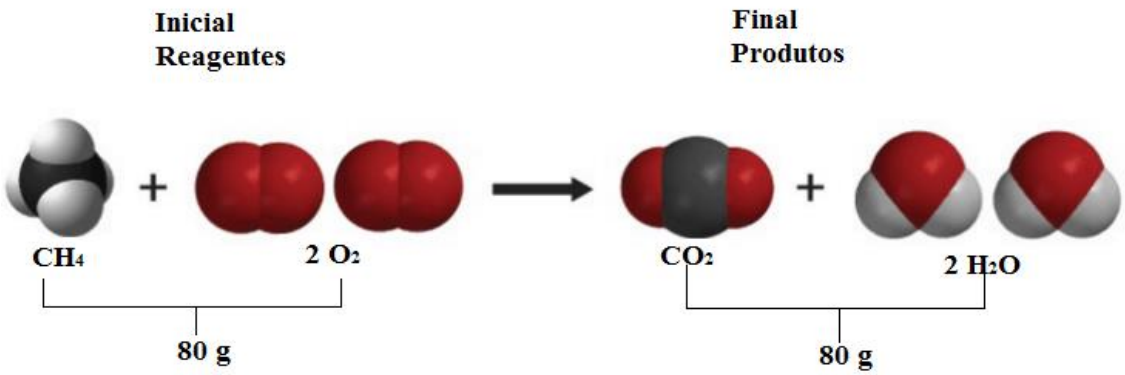
As Leis ponderais são os alicerces da química moderna, pois são elas que fornecem as informações práticas e teóricas necessárias para compreender o comportamento e propriedades dos átomos e substâncias. As leis são associadas aos nomes de seus criadores, devido a relevância dos trabalhos apresentados.

Lavoisier (Lei da conservação da massa)

Aborda a conservação da matéria, após o processo de reação química , mesmo com substâncias diferentes em estados físicos diferentes a massa se mantém constante do início da reação até o fim.

A soma da **massa dos Reagentes** deve ser igual a **massa dos Produtos**

Exemplo:



"Na natureza nada se cria, nada se perde, tudo se transforma".

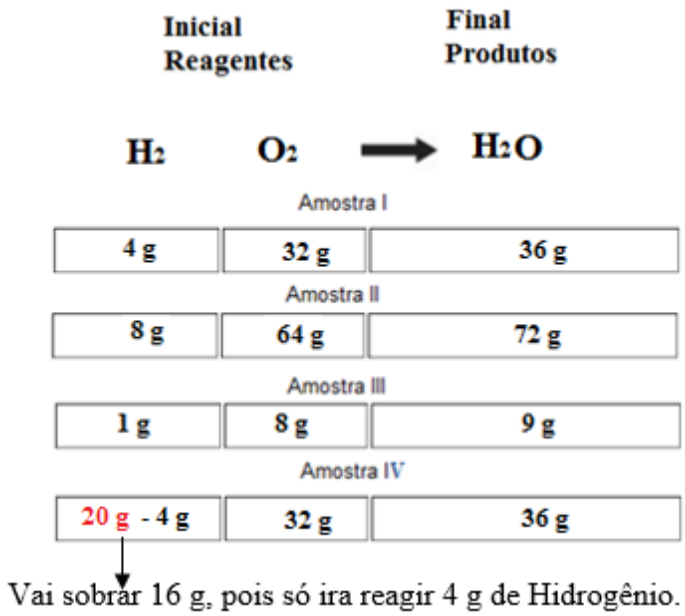
Esta frase de Lavoisier resume sua lei, pois mesmo que as substâncias se tornem outras, a massa e as quantidades de átomos devem permanecer igual.

Proust (Lei das proporções constantes)

Aborda as proporções das massas dos elementos quando reagem, mesmo em diferentes condições de temperatura, pressão ou quantidade, a proporção nunca muda. O aumento ou diminuição das massas que reagem, segue uma proporção já estabelecida.

Essa proporção é característica de cada reação, isto é, independentemente da quantidade de reagentes utilizados.

Exemplo:



Observe que independentemente da massa que um dos componentes apresente, ela sempre será proporcional com as outras amostras, podemos assim estabelecer

proporções mínimas entre os componentes. O que estiver fora do padrão irá limitar as demais ou irá sobrar, como no caso da amostra IV.

Estequiometria

Analisando a raiz da palavra a Estequiometria vem do grego stoikheion (elemento) e metriā (medida, de metron). A estequiometria baseia-se na lei da conservação das massas, ou também é chamada de Lei de Lavoisier, que foi complementada pela lei atômica de Dalton que aborda as proporções definidas dos átomos, e na lei das proporções múltiplas.

Analisando de forma geral, as reações químicas combinam proporções definidas de compostos químicos. Já que a matéria **não pode ser criada ou destruída**, a quantia de cada elemento deve ser a mesma nos reagentes e nos produtos, inclusive suas massas.

Balanceamento de equações químicas

Antes de se obter qualquer informação quantitativa útil de uma reação química é necessário que a respectiva equação química seja balanceada. O balanceamento da equação química garante que a **lei de conservação das massas** proposta por Lavoisier seja **respeitada**, ou seja, o mesmo número de átomos de cada elemento apareça em ambos os lados da equação. Muitas das equações químicas podem ser balanceadas por tentativas. Observe o seguinte exemplo.

$$C_3H_8 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$$

Analise a quantidade de átomos em ambos os lados.

Lado esquerdo (Reagente)			Lado direito (Produto)		
Carbono	Hidrogênio	Oxigênio	Carbono	Hidrogênio	Oxigênio
3	8	2	1	2	3

Para iniciar o balanceamento, é necessário observar os grupos em que os elementos se enquadram, pois o balanceamento se inicia com os **Metais**, depois os **Ametais**, e por fim os 3 que mais se repetem, que são : **Carbono**, depois **Hidrogênio** e por fim o **Oxigênio**.

Iniciaremos acertando o Carbono, porém esta conta irá alterar o Oxigênio, mas tudo bem a gente acerta o oxigênio no momento dele.

$$C_3H_8 + O_2 \rightarrow 3\,CO_2 + H_2O$$

Observe que multiplicamos a quantidade de moléculas para obter a quantidade de carbono, porém multiplicamos o oxigênio, mas ainda não chegou o momento dele.

Lado esquerdo (Reagente)			Lado direito (Produto)		
Carbono	Hidrogênio	Oxigênio	Carbono	Hidrogênio	Oxigênio
3	8	2	3	2	6

Momento do Hidrogênio.

$C_3H_8 + O_2 \rightarrow 3\ CO_2 + 4\ H_2O$

Observe que multiplicamos a quantidade de moléculas com hidrogênio para obter o mesmo valor de ambos os lados, observe que o valor de oxigênio mudou novamente.

Lado esquerdo (Reagente)			Lado direito (Produto)		
Carbono	Hidrogênio	Oxigênio	Carbono	Hidrogênio	Oxigênio
3	8	2	3	8	10

Momento do Oxigênio.

$C_3H_8 + 5\ O_2 \rightarrow 3\ CO_2 + 4\ H_2O$

Observe que o oxigênio do lado direito não poderá mais ser alterado, logo os valores que devem ser alterados é do reagente. O lado direito apresenta 10 átomos de O, logo,devemos multiplicar por 5 do lado esquerdo para termos 10 átomos.

Lado esquerdo (Reagente)			Lado direito (Produto)		
Carbono	Hidrogênio	Oxigênio	Carbono	Hidrogênio	Oxigênio
3	8	10	3	8	10

$C_3H_8 + 5\ O_2 \rightarrow 3\ CO_2 + 4\ H_2O$

Por fim, a relação entre as substâncias é : 1 + 5 ⟶ 3 + 4

Exemplo 2 : $Fe_2(CO_3)_3$ + HCl ⟶ H_2CO_3 + FeCl_3

Lado Esquerdo (Reagente)					Lado Direito (Produto)				
Cl	Fe	C	H	O	C	H	O	Fe	Cl
1	2	3	1	9	1	2	3	1	3

Iniciamos com o Metal : Fe

$Fe_2(CO_3)_3$ + HCl ⟶ H_2CO_3 + 2 FeCl_3

Lado Esquerdo (Reagente)					Lado Direito (Produto)				
Cl	Fe	C	H	O	C	H	O	Fe	Cl
1	2	3	1	9	1	2	3	2	6

Ametais : Cl

$Fe_2(CO_3)_3$ + 6 HCl ⟶ H_2CO_3 + 2 FeCl_3

Lado Esquerdo (Reagente)					Lado Direito (Produto)				
Cl	Fe	C	H	O	C	H	O	Fe	Cl
6	2	3	6	9	1	2	3	2	6

Carbono:

$Fe_2(CO_3)_3$ + 6 HCl ⟶ 3 H_2CO_3 + 2 FeCl_3

Lado Esquerdo (Reagente)					Lado Direito (Produto)				
Cl	Fe	C	H	O	C	H	O	Fe	Cl
6	2	3	6	9	3	6	9	2	6

Observe, quando acertemos o Carbono e consequentemente acertamos o Hidrogênio e Oxigênio..

Relação entre estequiometria e a massa

Quando vamos igualando a quantidade de átomos presentes em uma reação química equacionando seus respectivos valores de ambos os lados, estamos realizando as massas das substâncias também, devemos apenas acrescentar uma padrão de massa para relacionar em uma regra de 3.

Exemplo:

4 Fe + 3 O_2 ⟶ 2 Fe_2O_3

Dados: Fe = 56g/mol; O = 16g/mol

Substância reagentes		Substância produto
4 Fe **4** . (56 g)	**3** O_2 **3** . (32 g)	**2** Fe_2O_3 **2** . (160 g)
4 mols de Fe	**3 mols** de O_2	**2 mols** de Fe_2O_3
224 g	**96 g**	**320 g**
4 . (6,02.10^{23} Átomos de Fe)	**3 . (**6,02 . 10^{23} Moléculas de O_2)	**3 . (**6,02 . 10^{23} Moléculas de Fe_2O_3)

Após a realização do balanceamento, podemos realizar uma relação de massa para cada integrante da equação química, seguindo a lei de Proust de proporções constantes, qualquer valor hipotético que solicitarem poderá ser resolvido analisando a massa já definida de cada substância, assim trabalharemos sempre uma regra de 3.

Exemplo 1:

A partir da equação balanceada acima, determine a quantidade de **Óxido férrico** produzido a partir de **30 g** de **Fe**.

Os valores encontrados :

224 g de Fe produz 320 g de Fe_2O_3 **,** assim temos:

224 g Fe ---------- 320 g Fe_2O_3

30 g Fe ----------X Fe_2O_3

224 . X = 30 . 320

224 . X = 9600

X = $\frac{9600}{224}$

X = 42,85 g de Fe_2O_3, ou seja, a cada 30 g de Ferro temos 42,85 g de Óxido Férrico.

Exemplo 2 :

A partir da equação balanceada, determine a quantidade de mols necessária de O_2 para produzido 100 mols de Fe_2O_3.

A equação balanceado fornece os seguintes dados:

3 mols de O_2 produz 2 mols de Fe_2O_3

3 mols O_2 ---------- 2 molsFe_2O_3

X mol O_2 ----------100 mols Fe_2O_3

2 . X = 3 . 100

2 . X = 300

X = $\frac{300}{2}$

X = 150 mols de O_2 , ou seja, para produzir 100 mols de Óxido Férrico é necessário 150 mols de gás oxigênio. Para transformar em massa é simples, basta multiplicar os valores de mol encontrado pela massa de 1 mol.

Exemplo 3 :

Qual o volume de gás oxigênio será necessário para produzir 10 mols de Óxido Férrico?

A equação balanceado fornece os seguintes dados:

3 mols de O_2 produz 2 mols de Fe_2O_3. Assim temos:

3 mols O_2 ---------- 2 molsFe_2O_3

X mol O_2 ----------10 mols Fe_2O_3

2 . X = 3 . 10

2 . X = 30

X = $\frac{30}{2}$

X = 15 mols O_2, porém está sendo perguntado o **volume**, portanto devemos multiplicar o valor de mol encontrado pelo valor de **1 mol,** portanto temos:

1 mol ------- 22,4 L

15 mols ----- X

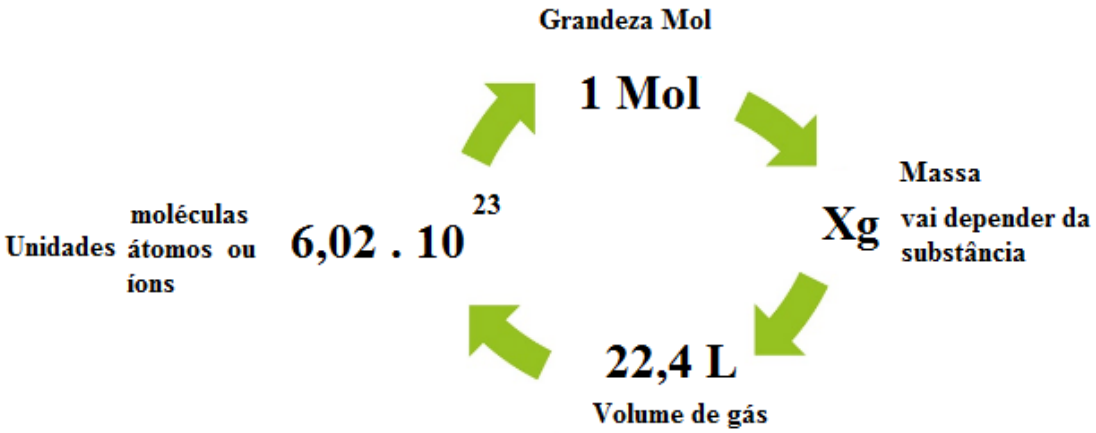
1 . X = 15 . 22,4

1 . X = 336

X = 336 Litros de gás oxigênio.

Conclusão

Quando falamos em Mol, não falamos de apenas uma grandeza que quantifica os valores de átomos e moléculas de uma determinada porção de matéria, ele é muito importante para realizar conversões entre outras grandezas como Massa (g) e Volume (L). Podemos criar a seguinte relação:



QUESTÕES :

Comentada (Enem) A produção de aço envolve o aquecimento do minério de ferro, junto com carvão (carbono) e ar atmosférico em uma série de reações de oxirredução. O produto é chamado de ferro-gusa e contém cerca de 3,3% de carbono. Uma forma de eliminar o excesso de carbono é a oxidação a partir do aquecimento do ferro-gusa com gás oxigênio puro. Os dois principais produtos formados são aço doce (liga de ferro com teor de 0,3% de carbono restante) e gás carbônico. As massas molares aproximadas dos elementos carbono e oxigênio são, respectivamente, 12 g/mol e 16 g/mol.
LEE, J. D. Química Inorgânica não tão concisa. São Paulo: Edgard Blucher, 1999 (adaptado).

Considerando que um forno foi alimentado com 2,5 toneladas de ferro-gusa, a massa de gás carbônico formada, em quilogramas, na produção de aço doce, é mais próxima de

a) 28.

b) 75.
c) 175.
d) 275.
e) 303.

Resposta: O enunciado afirma que o ferro-gusa possui cerca de 3,3% de carbono, porém o aço usado nos cálculos será o aço doce que possui apenas 0,3% de carbono. Os 3% reagira com oxigênio puro formando gás carbônico, representado a seguir:

$$C_{(s)} + O_{2(g)} \quad \rightarrow \quad CO_{2(g)}$$

1ª Etapa – retirar 3% de carbono da massa fornecida de ferro-gusa:

100% massa ferro-gusa ---------- 2.500 kg

3% massa ferro-gusa ----------X kg

100 . X = 2500 . 3

100 . X = 7500

$X=\frac{7500}{100}$

X = 75 kg

2ª Etapa – descobrir a massa de gás carbônico a partir de 75 kg de Carbono.

12 g (C) ---------- 75.000 g

44 g (CO_2---------- X g

12 .X = 44 . 75.000

12.X = 3.300.000

$X = \frac{3.300.000}{12}$

X = 275.000 g de $CO_{2(g)}$, porém é solicitado em kg, logo, dividindo por 1000, temos 275 kg.

Resposta alternativa D.

Comentada (Enem) Aspartame é um edulcorante artificial (adoçante dietético) que apresenta potencial adoçante 200 vezes maior que o açúcar comum, permitindo seu uso em pequenas quantidades. Muito usado pela indústria alimentícia,

principalmente nos refrigerantes diet, tem valor energético que corresponde a 4 calorias/grama. É contraindicado a portadores de fenilcetonúria, uma doença genética rara que provoca o acúmulo da fenilalanina no organismo, causando retardo mental. O IDA (índice diário aceitável) desse adoçante é 40 mg/kg de massa corpórea.

Disponível em: http://boaspraticasfarmaceuticas.blogspot.com. Acesso em: 27 fev. 2012.

Com base nas informações do texto, a quantidade máxima recomendada de aspartame, em mol, que uma pessoa de 70 kg de massa corporal pode ingerir por dia é mais próxima de:

Dado: massa molar do aspartame = 294 g/mol

Resposta : 1ª Etapa – Descobrir a quantidade recomendada para uma pessoa de 70 kg, sabendo que o valor indicado é de 40 mg para cada 1 kg.

40 mg de aspartame ----- 1 kg massa corpórea

X mg ----------70 kg massa corpórea

1 . X = 40 . 70

X = 2.800 mg ou 2,8 g de aspartame.

2ª Etapa – Relacionar a massa encontrada com a massa de 1 mol, assim realizando as conversões entre grama e mol;

1 mol de aspartame ---------- 294g

X mol de aspartame ---------- 2,8g

X . 294 = 1 . 2,8

$X = \frac{2,8}{294}$

$X = 9,5 . 10^{-3}$ mol de aspartame.

Resposta alternativa B.

Inédita – Analise o quadro a seguir :

NaOH +	HCl →	NaCl +	H_2O
40 g	36,5 g	x	18 g
80 g	y	z	w

A partir dos estudos teóricos realizados por Lavoisier e Proust, a massa que corresponde os valores de x, y, z e w respectivamente é :

a) 58 g,73 g, 116 g e 36 g.
b) 58 g, 72 g, 132 g e 36 g.
c) 58 g, 71 g, 117 g e 36 g.
d) 58 g, 68 g, 115 g e 36 g.
e) 58 g, 70 g, 115 g, 36 g.

Resposta alternativa A.

Inédita – O iodo é considerado um micronutriente essencial para os seres humanos e outros animais. No organismo humano ele é utilizado na síntese dos hormônios produzidos pela tireóide, uma glândula que se localiza na base frontal do pescoço. A falta desse micronutriente pode trazer muitos problemas de saúde como o bócio (crescimento da glândula tireóide). Para prevenir a população, a Anvisa determina a iodação do sal de cozinha, o valor indicado é de 30mg de iodo para cada kilo de sal.

Analisando a massa de 2 toneladas de sal de cozinha, a quantidade de átomos de iodo encontrada será aproximadamente de :

Dados : (MA) iodo = 127 g/mol Avogadro : 6,02 . 10^{23}

a) 305
b) 1,57 . 10^{23}
c) 2,58 . 10^{23}
d) 3,05 . 10^{24}
e) 6,10 . 10^{23}

Resposta alternativa C.

1. (CFTCE) Assinale a alternativa incorreta.
Uma amostra de 196 g de ácido fosfórico (H_3PO_4) contém:
Dados : M(H_3PO_4) = 98 g/mol
Número de Avogadro : 6,02 . 10^{23}

MA (P) = 31 g/mol
MA (O) = 16g/mol
MA (H) = 1 g/mol

a) 124 g de fósforo
b) 128 g de oxigênio
c) 1,204 . 10^{24} moléculas
d) 9,632 . 10^{24} átomos
e) 3,612 . 10^{24} átomos de H

Resposta alternativa A.

2. (Fuvest) Linus Pauling, prêmio Nobel de Química e da Paz, faleceu recentemente aos 93 anos. Era um ferrenho defensor das propriedades terapêuticas da vitamina C. Ingeria diariamente cerca de 2,1 . 10^{-2} mol dessa vitamina. Dose diária recomendada de vitamina ($C_6H_8O_6$)..... 62 mg.

Quantas vezes

a) 10
b) 60
c) $1{,}0 \cdot 10^{2}$
d) $1{,}0 \cdot 10^{3}$
e) $6{,}0 \cdot 10^{4}$

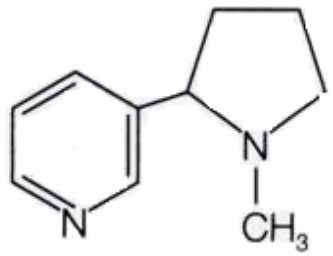
Resposta alternativa B.

3. (UFF2004) 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 $1{,}0 \cdot 10^{-12}$ g. Pode-se afirmar que o número de moléculas existentes nessa massa é:

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

Resposta alternativa C.

4. (UNIFESP) Um trabalho desenvolvido por pesquisadores da UNIFESP indica que, embora 70% dos fumantes desejem parar de fumar, apenas 5% conseguem fazê-lo por si mesmos, devido à dependência da nicotina. A dependência do cigarro passou a ser vista não somente como um vício psicológico, mas como uma dependência física, devendo ser tratada como uma doença: "a dependência da nicotina"



Nicotina

Numa embalagem de cigarros, consta que o produto contém mais de 4700 substâncias tóxicas, sendo relacionados o alcatrão, com 6mg, o monóxido de carbono, com 8 mg, e a nicotina, com 0,65 mg. Os teores dessas substâncias referem-se à fumaça gerada pela queima de um cigarro. A quantidade em mol de moléculas de nicotina presentes na fumaça de um cigarro dessa embalagem é:

a) $4{,}0 \cdot 10^{-6}$
b) $5{,}0 \cdot 10^{-6}$

c) $6{,}0 \cdot 10^{-6}$
d) $7{,}0 \cdot 10^{-6}$
e) $8{,}0 \cdot 10^{-6}$

Resposta alternativa A.

5. A revista "Isto É" publicou, em 26/06/2002, as seguintes frases:

"Quem vencer a Copa do Mundo vai levar um troféu com 5,00 kg (5000g) de ouro maciço de 18,0 quilates."
"O ouro puro tem 24,0 quilates, que é a medida da pureza do metal."
Massa molar (g/mol) do ouro = 197
Número de Avogadro: 6 x 1023

Com base nessas informações, e sabendo-se que nossa seleção foi campeã da Copa do Mundo, pode-se afirmar que, com essa conquista, a seleção de futebol pentacampeã trouxe para o Brasil:

a) $1{,}52 \cdot 10^{25}$ átomos de ouro.
b) $1{,}14 \cdot 10^{25}$ átomos de ouro.
c) $1{,}3 \cdot 10^{22}$ átomos de ouro.
d) $1{,}14 \cdot 10^{22}$ átomos de ouro.
e) $1{,}14 \cdot 10^{23}$ átomos de ouro.

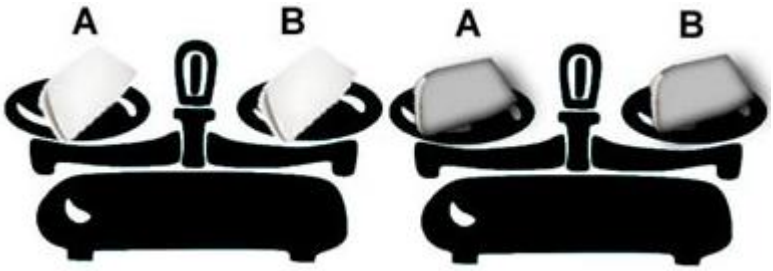
Resposta alternativa B.

6. (Fuvest) A concentração de íons fluoreto em uma água de uso doméstico é de $5{,}0 \cdot 10^{-5}$ mol/litro. Se uma pessoa tomar 3,0 litros dessa água por dia, ao fim de um dia, a massa de fluoreto, em miligramas, que essa pessoa ingeriu é igual a:
Dado: massa molar de fluoreto: 19,0 g/mol

a) 0,9
b) 1,3
c) 2,8
d) 5,7
e) 15

Resposta alternativa C.

7. (Fuvest) Os pratos A e B de uma balança foram equilibrados com um pedaço de papel em cada prato e efetuou-se a combustão apenas do material contido no prato A. Esse procedimento foi repetido com palha de aço em lugar de papel. Após cada combustão, observou-se:



Na primeira balança: Papel Na segunda balança: Pala de Aço.

a) A e B no mesmo nível A e B no mesmo nível

b) A abaixo de B A abaixo de B

c) A acima de B A acima de B

d) A acima de B A abaixo de B

e) A abaixo de B A e B no mesmo nível

Resposta alternativa D.

8. (Ufes) Num sistema a uma determinada pressão e temperatura, dois gases, A e B, inodoros e incolores, reagem entre si na proporção de 1 volume de A para 3 volumes de B, gerando 2 volumes de um gás irritante, C. Quando 3 volumes do gás A e 6 volumes do gás B forem submetidos às mesmas condições, o volume final do sistema será:

   a) 2 volumes.

   b) 3 volumes.

   c) 5 volumes.

   d) 8 volumes

   e) 9 volumes

   Resposta alternativa C.

9. (Uerj) Uma área agrícola, próxima a um lago, precisa ser adubada antes do início do plantio de hortaliças. - O esquema abaixo indica as medidas do terreno a ser plantado. Os dois lados paralelos distam 10 km e os três ângulos obtusos indicados são congruentes.

   - O esquema da figura 1 indica as medidas do terreno a ser plantado. Os dois lados paralelos distam 10 km e os três ângulos obtusos indicados são congruentes.

- Para corrigir a elevada acidez do solo, o produto recomendado foi o calcário (CaCO_3), na dosagem de 5 g/m^2 de solo.

-Para a adubação do terreno, emprega-se um pulverizador com 40 m de comprimento, abastecido por um reservatório de volume igual a 2,16 m3 , que libera o adubo à vazão constante de 1.200 cm3 /s. Esse conjunto, rebocado por um trator que se desloca à velocidade constante de 1 m/s, está representado na figura 2.

- A partir do início da adubação, a qualidade da água do lago passou a ser avaliada com regularidade.

Figura 1

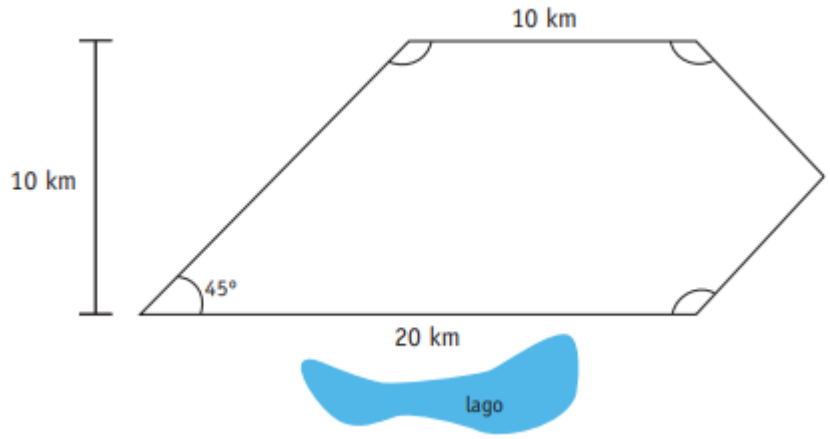


Figura 2

Para corrigir a acidez do solo, a quantidade de matéria necessária, em mol de CaCO_3, por km^2 de área a ser plantada, corresponde a:

a) 4,0 . 10^6

b) 5,0 . 10^4

c) 1,5 . 10^3

d) 2,5 . 10^2

e) 3,0 . 10^7

10. (Cesgranrio) O H_2S reage com o SO_2 segundo a reação:

$$2\ H_2S + SO_2 \rightarrow 3\ S + 2H_2O$$

Assinale, entre as opções a seguir, aquela que indica o número máximo de mols de S que pode ser formado quando se faz reagir 5 mols de H_2S com 2 mols deSO_2 :

a) 3
b) 4
c) 6
d) 7,5
e) 15

Resposta alternativa C.

11. (UFF) Para produzir 4,48 L de CO2 nas CNTP, conforme a reação:

$CaCO_3 \xrightarrow{\Delta} CaO + CO_2$

A quantidade necessária, em gramas, de $CaCO_3$ é:
Dado : Massa molar CaCO3 = 100 g/mol

a) 20,0

b) 10,0

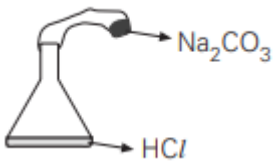
c) 100,0

d) 200,0

e) 18,3

Resposta alternativa A.

12. Nas condições ambiente, foram realizados três experimentos, com aparelhagem idêntica, nos quais se juntou Na_2CO_3 sólido, contido em uma bexiga murcha, a uma solução aquosa de HCl contida em um erlenmeyer. As quantidades adicionadas foram:



	Solução de HCl	
Massa de Na_2CO_3/g	Volume /ml	Concentração /mol^{-1}

Exp 1	1,06	100	0,30
Exp 2	1,06	100	0,40
Exp 3	1,06	100	0,50

Dado: Massa molar do Na_2CO_3 = 106 g/mol.

Ao final dos experimentos, comparando-se os volumes das bexigas, observa-se que

a) a bexiga de E1 é a mais cheia.

b) a bexiga de E2 é a mais cheia.

c) a bexiga de E3 é a mais cheia.

d) a bexiga de E1 é a menos cheia.

e) as três bexigas estão igualmente cheias.

Resposta alternativa E.