



## Corpo editorial

### Editor Chefe

Prof. Dr. Thiago de Lima Prado

### Coordenadores

Daniel Pereira Ribeiro  
Vagner Carvalho Fernandes

### Editores na Área de Física

Prof. Dr. Jean Carlos Coelho Felipe  
Prof. Dr. Fabiano Alan Serafim Ferrari  
Prof. Dr. Thiago de Lima Prado  
Prof. Dr. Ananias Borges Alencar

### Colaboradores em Física

Hudson Vinícios Tavares Mineiro  
Vitor Bruno de Sá  
Francelly Emilly Lucas  
Mariana Tainná Silva Souza  
Mathaus Henrique da Silva Alves  
Daniel Pereira Ribeiro  
Deybson Lucas Romualdo Silva

### Editores na Área de Matemática

Prof. Msc. Carlos Henrique Alves Costa  
Prof. Msc. Edson do Nascimento Neres Júnior  
Prof. Msc. João de Deus Oliveira Junior  
Prof. Msc. Fabrício Figueredo Monção  
Prof. Msc. Patrícia Teixeira Sampaio

### Colaboradores em Matemática

David Miguel Soares Junior  
Farley Adriani Batista Caldeira  
Hudson Vinícios Tavares Mineiro  
Jhonatan do Amparo Madureira  
Josimar Dantas Botelho  
Lucimar Soares Dias  
Matheus Correia Guimarães  
Thiago Silva  
Vitor Bruno de Sá  
Vitor Hugo Souza Leal

### Editores na Área de Biologia

Profa. Dra. Patrícia Nirlane da Costa Souza  
Prof. Dr. Max Pereira Gonçalves  
Profa. Estefânia Conceição Apolinário

### Colaboradores em Biologia

Mathaus Henrique da Silva Alves  
Jordana de Jesus Silva  
Anny Mayara Souza Santos  
Tarcísio Michael Ferreira Soares  
Gabriel Antunes de Souza  
Joselândio Correa Santos  
Matheus Jorge Santana Versiani

### Editores na Área de Química

Prof. Dr. Prof. Dr. Luciano Pereira Rodrigues  
Prof. Dr. Luiz Roberto Marques Albuquerque  
Profa. Dra. Karla Aparecida Guimarães Gusmão

### Colaboradores em Química

Deybson Lucas  
Juliano Antunes de Souza  
Lucimar Soares Dias  
Luiz Gustavo  
Vagner Carvalho Fernandes  
Nailma de Jesus Martins  
Karine Silva  
Paulo Silva  
Kahmmelly Mathildes Pimenta Coelho

## Seção 1.3

### Transformações Químicas

#### Subseção 1.3.1

##### Teoria

Constantemente a matéria que nos cerca sofre transformações. Em algumas transformações somente o estado ou a agregação do material são alterados, caracterizando uma transformação física da matéria. Em outros casos essas transformações resultam na produção de um novo material, com características diferentes do inicial.

As transformações químicas ocorrem quando há alteração na constituição do material, formando assim novas substâncias. Ao aproximarmos um fósforo aceso de um recipiente com álcool, este começa a queimar. Essa queima é uma transformação química, pois há alteração na constituição do álcool, que ao entrar em contato com o oxigênio do ar, se converte em gás carbônico e água, liberando energia.

Chamamos de sistema o conjunto de materiais isolados para estudo. Uma maneira de comprovar a existência de uma transformação química é através da comparação do estado inicial e final do sistema. Algumas evidências podem ser observadas, permitindo verificar a ocorrência dessas transformações, como modificação na cor, cheiro, estado físico e temperatura.

Confira a tabela abaixo com a descrição do sistema antes e depois da transformação:

Em alguns casos, somente pela observação visual, não é possível identificar se houve uma transformação. Por exemplo, quando misturamos soluções de ácido clorídrico e hidróxido de sódio, ambas incolores. Após a mistura, o líquido resultante ainda é incolor, sem aparentar a formação de um novo material. No entanto uma reação química acontece quando essas substâncias são misturadas. Portanto é importante identificar e reconhecer os diferentes materiais que participam de uma transformação.

Toda transformação química constitui uma reação química. As substâncias presentes no início da reação recebe o nome de reagentes, e as que se formam recebem o nome de produto.

Exemplo:



$HCl$ , o ácido clorídrico, e  $NaOH$ , o hidróxido de sódio, são as substâncias que reagem, ou seja os reagentes.  $NaCl$ , o cloreto de sódio, e  $H_2O$ , a água, são as substâncias que se formam, ou seja, os produtos.

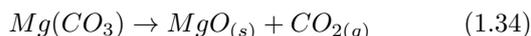
Processo	Estado Inicial	Estado Final
Queima da Gasolina	<ul style="list-style-type: none"> <li>Gasolina: Líquido amarelado, com cheiro característico</li> <li>Oxigênio: Gás incolor</li> </ul>	Gases Incolores
Oxidação de um prego	<ul style="list-style-type: none"> <li>Prego: sólido rígido, com coloração cinza</li> <li>Oxigênio: gás incolor</li> <li>Água: líquido incolor</li> </ul>	Pó vermelho castanho

**Transformações**

As transformações podem ocorrer das seguintes maneiras:

**Por ação do calor** Muitas substâncias são transformadas quando submetidas a uma fonte de calor. O cozimento de alimentos é um exemplo. Quando há decomposição de um material devido ao calor, chamamos o processo decomposição térmica, calcinação ou termólise.

Ex: Termólise do Carbonato de Magnésio ( $Mg(CO_3)$ )



**Por ação de uma corrente elétrica** Algumas substâncias necessitam de energia elétrica para que possam se transformar. A esse processo damos o nome de eletrólise. Para a decomposição da água, em hidrogênio e oxigênio, por exemplo, utilizamos uma corrente elétrica para esta transformação.

**Por ação da luz (fotoquímica)** A fotossíntese é um exemplo de reação química que ocorre na presença da luz, onde a água e o dióxido de carbono do ar são transformados em oxigênio e glicose.

dióxido de carbono + água  $\rightarrow$  oxigênio + matéria orgânica

A transformação do oxigênio em ozônio acontece através da luz ultravioleta. Essa reação por ação da luz também é de extrema importância, pois assim é formada a camada de ozônio que protege a Terra dos raios ultravioletas.

**Por ação mecânica** Uma ação mecânica (atrito ou choque) é capaz de desencadear transformações em certas substâncias.

Um exemplo é o palito de fósforo, que quando entra em atrito com a caixinha que o contém, produz uma faísca, que faz as substâncias inflamáveis do palito entrarem em combustão.

A explosão da dinamite e o acender de um isqueiro também são exemplos de transformações por ação mecânica.

**Pela junção de substâncias** Através da junção de duas substâncias podem ocorrer reações químicas. Isso frequentemente ocorre em laboratórios de química.

A adição do sódio metálico em água é um exemplo:

sódio + água  $\rightarrow$  hidróxido de sódio + hidrogênio.

**Transformações Gasosas**

**TRANSFORMAÇÕES GASOSAS** O estado gasoso é o estado fluido da matéria, para estudar esse estado físico precisamos levar em consideração as seguintes grandezas: temperatura (T), pressão (P), volume (V). Um gás pode passar por três transformações distintas: isobárica, isovolumétrica e isotérmica. Vejamos porque: Transformação isobárica:

acontece quando a pressão é constante e o volume e a temperatura variam. Se aumentarmos a temperatura de um gás e mantivermos constante sua pressão, observamos um aumento do volume ocupado pelo gás.

$$V/T = k \quad (1.35)$$

A relação entre volume e temperatura pode ser demonstrada pela fórmula:

$$V_1/T_1 = V_2/T_2 \quad (1.36)$$

Essa relação representa a Lei de Charles Gay-Lussac, este nome é uma homenagem aos fundadores desta lei: os químicos franceses Jacques A. César Charles (1746-1823), e Joseph Gay-Lussac (1778-1850).

**Transformação isovolumétrica:** nesse caso o volume permanece constante e a pressão e temperatura é que variam. Um aumento na temperatura de um gás influi no aumento da pressão por ele exercida, de forma que o quociente seja constante.

$$P/T = k \quad (1.37)$$

Logo se estabelece a relação:

$$P_1/T_1 = P_2/T_2 \quad (1.38)$$

**Transformação isotérmica:** a temperatura permanece constante e as variáveis são a pressão e o volume.

Quando aumentamos a pressão sobre um gás, o volume ocupado por ele diminui, o que faz com que o produto dessas grandezas seja constante:  $P \cdot V = K$  (K= constante).

Essa transformação foi observada de forma experimental pelo químico Robert Boyle (1627-1691) e ficou conhecida como Lei de Boyle.

A partir das equações relacionadas acima, que relatam as três transformações gasosas, é que se chegou à equação que aborda as três variáveis de estado (P, V e T):

$$(P_1V_1)/T_1 = (P_2V_2)/T_2 \quad (1.39)$$

Essa é conhecida como a equação geral dos gases.

**Equação de estado dos gases (equação de Clapeyron)**

A equação de Clapeyron, também conhecida como equação de estado dos gases perfeitos ou ainda equação geral dos gases, criada pelo cientista parisiense Benoit Paul Emile Clapeyron (1799-1864), é a mostrada abaixo:

$$PV = nRT \quad (1.40)$$

Sendo que:

$P$  = pressão do gás;  $V$  = volume do gás;  $n$  = quantidade de matéria do gás (em mols);  $T$  = temperatura do gás, medida na escala kelvin;  $R$  = constante universal dos gases perfeitos.

Mas como se chegou a essa equação?

Bem, no texto Equação geral dos gases, é mostrado que quando uma massa fixa de um gás sofre transformação nas suas três grandezas fundamentais, que são pressão, volume e temperatura, a relação abaixo permanece constante:

$$(P_1 V_1)/T_1 = (P_2 V_2)/T_2 \quad (1.41)$$

ou

$$(PV)/T = k \quad (1.42)$$

Essa constante, porém, é proporcional à quantidade de matéria do gás, por isso, temos:

$$(PV)/T = nk \quad (1.43)$$

Passando a temperatura para o outro membro, temos:

$$PV = nkT \quad (1.44)$$

Essa é a equação de estado dos gases perfeitos proposta por Clapeyron. O químico italiano Amedeo Avogadro (1776-1856) comprovou que volumes iguais de quaisquer gases, que estão nas mesmas condições de temperatura e pressão, apresentam o mesmo número de moléculas. Assim, 1 mol de qualquer gás tem sempre a mesma quantidade de moléculas, que é  $6,02 \times 10^{23}$  (número de Avogadro). Isso significa que 1 mol de qualquer gás também ocupa sempre o mesmo volume, que, nas Condições Normais de Temperatura e Pressão (CNTP), em que a pressão é igual a 1 atm e a temperatura é de 273 K ( $0^\circ\text{C}$ ), é igual a 22,4 L.

Com esses dados em mão, podemos descobrir o valor da constante na equação acima:

$$PV = nkT \quad (1.45)$$

$$k = PV/nT \quad (1.46)$$

$$k = (1\text{atm} \cdot 22,4\text{L}) / (1\text{mol} \cdot 273\text{K}) \quad (1.47)$$

$$k = 0,082\text{atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \quad (1.48)$$

Assim, esse valor passou a ser definido como a constante universal dos gases e passou também a ser simbolizado pela letra  $R$ .

Podemos então resolver problemas envolvendo gases em condições ideais usando a equação de Clapeyron, pois ela vale para qualquer tipo de situação. Porém, é importante ressaltar que se deve prestar bastante atenção nas unidades que são usadas para aplicar o valor correto

para a constante universal dos gases,  $R$ . Além disso, visto que, a quantidade de matéria pode ser determinada pela fórmula:

$$n = \frac{\text{massa}}{\text{Massa Molar}} = \frac{m}{M} \quad (1.49)$$

podemos substituir “ $n$ ” na equação de Clapeyron e obtermos uma nova equação que pode ser usada nos casos em que não é fornecido diretamente o valor do número de mols do gás:

$$PV = \frac{m}{M} RT \quad (1.50)$$

## Grandezas Químicas

### Massa Atômica (Ma)

Definição

A medida de uma grandeza é feita por comparação com uma grandeza da mesma espécie, escolhida como unidade de medida.

Massa atômica (MA)

A União Internacional de Química Pura e Aplicada (IUPAC) estabeleceu como padrão de massas atômicas o átomo de carbono-12. A massa de 1/12 do isótopo carbono-12 é chamada de unidade de massa atômica. Logo, a massa atômica é o número que indica quantas vezes um átomo de um determinado elemento químico é mais pesado que 1/12 do isótopo carbono-12.

Para se calcular a massa atômica de um elemento químico, deve-se levar em consideração a composição isotópica do elemento e os números de massa de cada isótopo.

Exemplos:

O elemento oxigênio é formado pelos átomos oxigênio-16 ( ${}_8\text{O}^{16}$ ), oxigênio-17 ( ${}_8\text{O}^{17}$ ) e oxigênio-18 ( ${}_8\text{O}^{18}$ ), sendo que a participação desses átomos na formação do elemento oxigênio, em porcentagem é de 99,76 %, 0,04 % e 0,20%, respectivamente.

A massa atômica do oxigênio é determinada pela média aritmética ponderada das massas atômicas dos átomos isótopos constituintes:

$$(16 \times 99,76 + 17 \times 0,04 + 18 \times 0,20) / 100 =$$

16 u

O valor 16 que átomos do elemento oxigênio são 16 vezes mais pesados do que 1/12 do carbono-12.

O símbolo “u” indica a unidade de medida da massa dos átomos.

O cloro apresenta dois isótopos na natureza, o cloro-35 e o cloro-37, sendo que a abundância do Cl-35 é de 75 % e do Cl-37 é de 25 %. A massa atômica média desses átomos é:

$$(75 \times 35 + 25 \times 37) / 100 = 35,5 \text{ u.}$$

**Massa Molecular (MM)**

A massa molecular é a soma das massas dos átomos que formam a molécula.

Exemplo:

Calculando a massa da molécula de água ( $H_2O$ ), temos:

Massa atômica do hidrogênio: 1 u Quantidade de átomos na molécula: 2 Contribuição para a massa molecular:  $2 \times 1 = 2$  u Massa atômica do oxigênio: 16 u Quantidade de átomos na molécula: 1 Contribuição para a massa molecular:  $16 \times 1 = 16$  u  $MM_{\text{água}} = 16 + 2 = 18$  u

A massa da molécula de água é 18 vezes maior que 1/12 da massa do carbono-12. Massa fórmula (MF) é a medida das massas atômicas de cada íon num composto iônico.

Tomando como exemplo o cloreto de sódio (NaCl), temos: Íons fórmula:  $Na^+Cl^-$  Massa atômica do Na: 23 u Massa atômica do Cl: 35,5 u  $MF_{NaCl} = 23 + 35,5 = 58,5$  u.

### MOL

Mol é a quantidade de matéria que contém tantas entidades elementares (átomos, moléculas, íons, etc) quanto são os átomos contidos em 0,012 Kg de carbono-12.

Experimentalmente conclui-se que uma amostra de 0,012 Kg de carbono-12 é formada por  $6,02 \times 10^{23}$  átomos.

Logo, mol é a quantidade de  $6,02 \times 10^{23}$  partículas quaisquer.

- 1 mol de átomos contém  $\rightarrow 6,02 \times 10^{23}$  átomos;
- 1 mol de moléculas contém  $\rightarrow 6,02 \times 10^{23}$  moléculas;
- 1 mol de íons contém  $\rightarrow 6,02 \times 10^{23}$  íons;
- 1 mol de morangos contém  $\rightarrow 6,02 \times 10^{23}$  morangos.

O número  $6,02 \times 10^{23}$  é chamado de Constante de Avogadro, e sua unidade é mol<sup>-1</sup>. Ele representa a quantidade de átomos que constitui a massa atômica de um elemento quando esta é expressa em gramas. A massa de  $6,02 \times 10^{23}$  unidades de massa atômica (u) corresponde a um grama. Dessa forma, podemos concluir que:

- Em 12 g de carbono-12 há  $6,02 \times 10^{23}$  átomos;
- Em 56 g de ferro há  $6,02 \times 10^{23}$  átomos ( $MA_{Fe} = 56$  u);
- Em 24g de magnésio há  $6,02 \times 10^{23}$  átomos de magnésio.

### Massa Molar (M)

Massa molar é a massa em gramas de um mol de entidades elementares, tais como átomos, moléculas e agregados iônicos.

A unidade de massa molar é g/mol, e seu símbolo é M. Ela é numericamente igual à massa atômica (MA) ou à massa molecular (MM).

Assim, temos:

- 1 mol de oxigênio (MA = 16 u) possui massa igual a 16g (MO = 16 g/mol);

- 1 mol de cálcio (MACa= 40 u) possui massa igual a 40g (MCA= 40 g/mol);
- 1 mol de água (MMágua = 18 u) possui massa igual a 18 g (Mágua= 18 g/mol).

Pode-se calcular o número de mols presentes em uma amostra através de uma expressão onde a massa e a quantidade de matéria são grandezas proporcionais:

$$n = m/M \quad (1.51)$$

onde n é o número de mols; m é o número de massa, em gramas; M é a massa molar da substância, em g/mol.

Exemplo:

Quantos mols de moléculas há em 88 g de dióxido de carbono (CO<sub>2</sub>)?

(C = 12 u; O = 16 u)

A massa atômica da molécula:

$$MA_{CO_2} = 12 + (16 \times 2) = 44 \text{ u}$$

A massa, em gramas, de um mol da molécula:

$$M_{CO_2} = 44 \text{ g/mol}$$

$$\text{Substituindo: } n = 88/44 \text{ } n = 2 \text{ mols.}$$

### Teoria Atômica

#### Modelo Atômico de Dalton

A estrutura da matéria é estudada desde o século V a.C., quando surgiu a primeira ideia sobre sua constituição. Os filósofos Leucipo e Demócrito afirmavam que a matéria não poderia ser dividida infinitamente, chegando a uma unidade indivisível denominada átomo. Essas especulações foram substituídas por modelos baseados em estudos experimentais após milhares de anos.



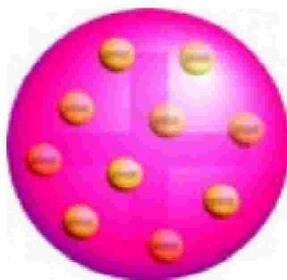
**Figura 1.1:** O átomo seria parecido com uma bola de bilhar (Foto: Wikicommons).

Baseado nas leis ponderais de Lavoisier e Proust, o cientista John Dalton, por volta do ano de 1808, elaborou sua teoria sobre a matéria, conhecida como teoria atômica de Dalton. As principais conclusões do modelo atômico de Dalton foram:

- A matéria é formada por partículas extremamente pequenas chamadas átomos;
- Os átomos são esferas maciças e indivisíveis;

- Os átomos com as mesmas propriedades, constituem um elemento químico;
- Elementos diferentes são constituídos por átomos com propriedades diferentes
- As reações químicas são rearranjos, união e separação, de átomos.

### Modelo de Thomson



**Figura 1.2:** Modelo foi comparado a um pudim de passas (Foto: Wikicommons).

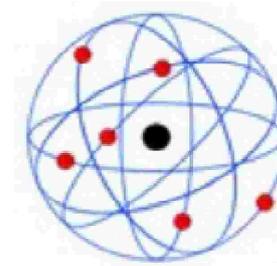
Baseado em experiências com cargas elétricas, o cientista inglês Joseph John Thomson, no final do século XIX, concluiu que o átomo não era uma esfera indivisível, como sugeriu Dalton. A experiência que levou a elaboração desse modelo, consistiu na emissão de raios catódicos, onde as partículas negativas eram atraídas pelo polo positivo de um campo elétrico externo. Essas partículas negativas foram chamadas de elétrons, e para explicar a neutralidade da matéria, Thomson propôs que o átomo fosse uma esfera de carga elétrica positiva, onde os elétrons estariam uniformemente distribuídos, configurando um equilíbrio elétrico.

### Modelo de Rutherford

No início do século XX, o cientista Ernest Rutherford, utilizando a radioatividade, descobriu que o átomo não era uma esfera maciça, como sugeria a teoria atômica de Dalton. Surgia assim um novo modelo atômico.

Rutherford bombardeou uma lâmina de ouro com  $10^{-5}$  cm de espessura, envolvida por uma tela de sulfeto de zinco, com partículas  $\alpha$  provenientes do elemento polônio protegido por um bloco de chumbo perfurado. Essa experiência revelou que a grande maioria das partículas atravessavam a lâmina de ouro, enquanto outras partículas passavam e sofriam pequenos desvios, e uma quantidade muito pequena não atravessava a lâmina. O percurso seguido pelas partículas  $\alpha$  foi detectado devido à luminosidade refletida na tela de sulfeto de zinco.

Comparando o número de partículas emitidas com o de desviadas, Rutherford deduziu que a massa da lâmina de ouro estaria localizada em pequenos pontos, denominados núcleos, e que o raio do átomo deveria ser 10.000 a 100.000 vezes maior que o raio do núcleo, sendo o átomo formado por espaços vazios. A maioria das partículas atravessou a lâmina por meio desses espaços. A explicação para



**Figura 1.3:** Modelo de Rutherford (Foto: Wikicommons).

as partículas  $\alpha$  que sofreram desvios foi dada pelo fato do núcleo positivo da lâmina de ouro repelir as partículas alfa também positivas. As partículas que não atravessaram teriam colidido frontalmente com esses núcleos, sendo rebatidas.

O modelo atômico de Rutherford concluiu que o átomo era composto por um pequeno núcleo com carga positiva neutralizada por uma região negativa, denominada eletrosfera, onde os elétrons giravam ao redor do núcleo.

### Modelo de Bohr

De acordo com Rutherford, em um átomo, os elétrons se deslocavam em órbita circular ao redor do núcleo. Porém, esse modelo contrariava a física clássica, que segundo suas teorias, o átomo não poderia existir dessa forma, uma vez que os elétrons perderiam energia e acabariam por cair no núcleo. Como isso não ocorria, pelo átomo ser uma estrutura estável, o cientista dinamarquês Niels Bohr aperfeiçoou o modelo proposto por Rutherford, formulando sua teoria sobre distribuição e movimento dos elétrons. Baseado na teoria quântica proposta por Plank, Bohr elaborou os seguintes postulados:

I- Os elétrons descrevem ao redor do núcleo órbitas circulares, chamadas de camadas eletrônicas, com energia constante e determinada. Cada órbita permitida para os elétrons possui energia diferente.

II- Os elétrons ao se movimentarem numa camada não absorvem nem emitem energia espontaneamente.

III- Ao receber energia, o elétron pode saltar para outra órbita, mais energética. Dessa forma, o átomo fica instável, pois o elétron tende a voltar à sua órbita original. Quando o átomo volta à sua órbita original, ele devolve a energia que foi recebida em forma de luz ou calor.

O modelo Rutherford-Bohr apresenta alguns problemas, como por exemplo, ele não explica por que o elétron apresenta energia constante, não explica as reações químicas, descreve órbitas circulares ou elípticas, quando na verdade os elétrons não descrevem essa trajetória, dentre outras restrições. Ao longo dos anos, foram realizados muitos estudos em relação à estrutura do átomo levando a criação de outros modelos, porém o modelo Rutherford-Bohr ainda é o mais difundido no ensino médio.

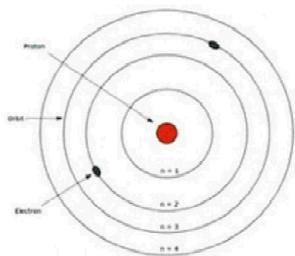


Figura 1.4: Modelo de Bohr (Foto: Wikicommons).

## Átomos e sua estrutura

### INTRODUÇÃO

O átomo foi definido como uma unidade indivisível até o final do século XIX, quando foi proposto o primeiro modelo atômico que provava a existência de partículas subatômicas. Com o passar dos anos, novos estudos experimentais foram realizados e novos modelos atômicos surgiram.

Baseado no modelo atômico Rutherford-Bohr, o átomo é formado por uma região central positiva denominada núcleo, cercado por elétrons em órbitas circulares. Os átomos são formados basicamente por três partículas, são elas: prótons, nêutrons e elétrons.

#### NÚCLEO ATÔMICO

O núcleo de um átomo é uma região pequena, comparado ao volume atômico total do um átomo, densa e positiva, formada por prótons e nêutrons. Os prótons são partículas positivas que apresentam massa, aproximadamente, duas mil vezes maior que a massa do elétron. A existência de uma partícula positiva presente no átomo foi observada pelo físico Eugen Goldstein, mas sua existência só foi comprovada por experiências realizadas por Ernest Rutherford. Em 1932, James Chadwick descobriu a presença de partículas neutras, chamadas nêutrons, que possuem massa com valor muito próximo a dos prótons.

A quantidade de prótons ( $p$ ) presente no núcleo representa o número atômico ( $Z$ ), e diferencia um elemento químico de outro.

$$p = Z$$

Já o número de massa de um átomo é representado pela letra  $A$ , e corresponde à soma das quantidades de prótons e nêutrons presentes no núcleo:

$$A = Z + n$$

Onde:

$p$  = número de prótons =  $z$   $n$  = número de nêutrons Podemos escrever o número de massa e o número atômico junto ao elemento químico:  $Z_E^A$  Para o elemento sódio ( $Z = 11$ ), que apresenta número de massa 23, temos:  ${}_{11}Na^{23}$

#### ISÓTOPOS, ISÓBAROS E ISÓTONOS

O elemento químico representa um grupo de átomos com o mesmo número de prótons. Quando átomos de um mesmo elemento químico possuem quantidades de nêutrons diferentes, e consequentemente números de massa

diferentes, são chamados de isótopos.

Exemplos:

${}_{17}Cl^{35}$	${}_{17}Cl^{37}$
17 prótons	17 prótons
17 elétrons	17 elétrons
18 nêutrons	20 nêutrons

Há dois isótopos conhecidos do cloro, o cloro-35 e o cloro-37, de massas atômicas aproximadamente 35 e 37, respectivamente. A composição isotópica, ou seja, a ocorrência de cada um na natureza, é de, aproximadamente, 75% para o cloro-35 e de 25% para o cloro-37.

O hidrogênio apresenta três isótopos: O prótio,  ${}^1H_1$ , com 1 próton, é o mais abundante na natureza.

O deutério,  ${}^2H_2$ , com um próton e um nêutrons.

O trítio,  ${}^3H_3$ , com um próton e dois nêutrons.

Alguns átomos de carbono apresentam 6 prótons e 8 nêutrons e recebem o nome de carbono-14, porém o tipo mais comum do carbono é o carbono-12, com 6 prótons e 6 nêutrons. Na natureza muitos outros elementos apresentam isótopos.

#### Isóbaros

Os átomos que apresentam o mesmo número de massa e diferem no número atômico são chamados de isóbaros. Os elementos argônio e cálcio são isóbaros:

${}_{18}Ar^{40}$	${}_{20}Ca^{40}$
18 prótons	20 prótons
18 elétrons	20 elétrons
22 nêutrons	20 nêutrons
Número de massa = 40	

#### Isótonos

Os átomos que apresentam diferentes números de massa e diferentes números atômicos, mas apresentam a mesma quantidade de nêutrons, são chamados de isótonos. Os elementos boro e carbono são isótonos:

${}_5B^{11}$	${}_6C^{12}$
5 prótons	6 prótons
5 elétrons	6 elétrons
6 nêutrons	6 nêutrons

#### ELÉTRONS

Os elétrons são partículas de carga elétrica negativa, descobertas pelo cientista Joseph John Thomson, e sua massa é desprezível em relação ao núcleo. A quantidade de elétrons e prótons presentes em um átomo é a mesma, justificando a neutralidade do átomo, já que a atração elétrica entre os prótons e elétrons em um átomo é o que o mantém unido, o tornando estável. Os elétrons se encontram na eletrosfera, que corresponde a maior parte do volume atômico, girando ao redor do núcleo em órbitas (ou camadas) com energia definida. Há no máximo sete camadas ao redor do núcleo e são representadas pelas letras

K, L, M, N, O, P e Q a partir do núcleo. A camada mais externa é também a mais energética.

### CONFIGURAÇÃO ELETRÔNICA

O número de elétrons que cada órbita de um átomo possui e sua estrutura eletrônica pode ser descrito pela configuração eletrônica.

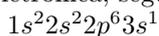
Na prática, cada nível de energia (camada) comporta uma quantidade máxima de elétrons, e os níveis são divididos em subníveis:

Camada	Nível	Subnível	Quantidade máxima de elétrons
K	1	s	2
L	2	s p	8
M	3	s p d	18
N	4	s p d f	32
O	5	s p d f	32
P	6	s p d	18
Q	7	s	8

O número de elétrons que cada subnível comporta é: s = 2 elétrons; p = 6 elétrons; d = 10 elétrons; f = 14 elétrons.

Na eletrosfera, a tendência é que os elétrons ocupem a posição de menor energia, ou seja, as mais próximas do núcleo. Um elétron do nível 3 possui mais energia do que um elétron do nível 2. Quanto menor a energia, maior a estabilidade. A sequência de ocupação dos subníveis segue uma ordem crescente de energia. Essa ordem é descrita pelo diagrama de Pauling, escrito por Linus Pauling, e está representado na figura a seguir:

O elemento sódio ( ${}_{11}\text{Na}$ ) possui a seguinte configuração eletrônica, segundo o diagrama de Pauling:



A camada de valência do sódio é a camada M (ou 3). No caso de íons, quando um átomo perde ou ganha elétrons, o número de elétrons difere do número de prótons no átomo. Dessa forma, a configuração consiste em colocar ou retirar elétrons da camada de valência, após feita a distribuição. Exemplos: Para o elemento cálcio (Ca), temos a seguinte configuração eletrônica:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ . Quando o átomo de Ca perde 2 elétrons e se torna o cátion  $\text{Ca}^{2+}$ , temos a seguinte configuração eletrônica:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ .

### Diagrama de Pauling

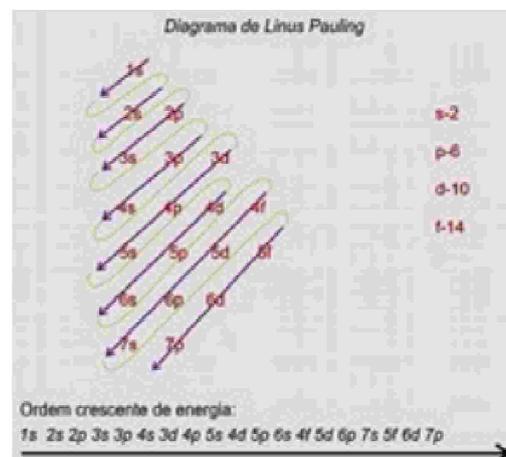


Figura 1.5: (Foto: Colégio Qi)

A configuração eletrônica do cloro (Cl) é:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ .

Quando o cloro recebe um elétron, tornando-se o ânion  $\text{Cl}^-$ , sua configuração passa a ser:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ .

### Elementos Químicos e Tabela Periódica

Em Química, os critérios utilizados para a organização dos elementos químicos foram estabelecidos ao longo do tempo. No ano de 1869, Dimitri Mendeleev iniciou os estudos a respeito da organização da tabela periódica através de um livro sobre os cerca de 60 elementos conhecidos na época, cujas propriedades ele havia anotado em fichas separadas. Ao trabalhar com esses dados ele percebeu que organizando os elementos em função da massa de seus átomos, determinadas propriedades se repetiam diversas vezes, e com uma mesma proporção, portanto era uma variável periódica. Lembrando que periódico é tudo o que se repete em intervalos de tempo bem definidos, como é o caso das estações do ano e das fases da lua, por exemplo.

Ela foi criada com o intuito de organizar as informações já constatadas a fim de facilitar o acesso aos dados. Quando foi proposta muitos elementos ainda não haviam sido descobertos, muito embora seu princípio seja seguido até hoje com 118 elementos. Alguns outros modelos de tabela vêm sendo propostos, como por exemplo a que apresenta forma de espiral proposta por Philip Stewart com base na natureza cíclica dos elementos químicos, porém a mais utilizada ainda é a de Mendeleev. O elemento de número atômico 101 da tabela periódica tem o nome em homenagem a ele, o Mendelévio.

A tabela tem os elementos químicos dispostos em ordem crescente de número atômico e são divididos em grupos (ou famílias) devido a características que são comuns entre eles. Cada elemento químico é representado

por um símbolo, por exemplo, a prata é representada por Ag devido a seu nome no latim argentum. Cada elemento possui ao lado de seu símbolo o número atômico e o número de massa.

### CLASSIFICAÇÃO DOS ELEMENTOS

**Metais:** São bons condutores de calor e eletricidade. São sólidos nas CNTP (com exceção do mercúrio), além de maleáveis e dúcteis.

**Não metais:** São maus condutores de corrente elétrica e calor. Podem assumir qualquer estado físico na temperatura ambiente.

**Gases nobres:** Apresentam baixa reatividade, sendo até pouco tempo considerados inertes.

Os elementos podem ser classificados em representativos ou de transição (interna e externa). Os representativos são aqueles cuja distribuição eletrônica termina em s ou p. Os elementos de transição externa são aqueles cuja distribuição acaba em d, e os de transição interna acabam em f. A localização de um elemento na tabela periódica pode ser indicada pelo seu grupo e seu período. Os elementos de transição interna são os que se encontram nas duas linhas bem embaixo na tabela e na verdade é como se estivessem localizados no sexto e sétimo período do grupo três.

Cada linha no sentido horizontal da tabela periódica representa um período. Eles são em número de sete, e o período em que o elemento se encontra indica o número de níveis que possui. Por exemplo o sódio (Na) está no 3o período, o que significa que o seu átomo possui três camadas eletrônicas.

Já os grupos são as linhas verticais (colunas) que apresentam elementos químicos que compartilham propriedades. Por exemplo o flúor (F) e o cloro (Cl) estão no grupo 17 (ou 7A) por possuírem alta tendência de receber elétrons, o que chamamos de eletronegatividade. Alguns grupos possuem nomes específicos como os listados abaixo e os demais recebem o nome do primeiro elemento de seu grupo.

Grupo 1 ou Metais alcalinos: esses elementos são muito reativos principalmente com a água. Esta reatividade aumenta conforme aumenta o número atômico e o raio do átomo. Todos os elementos desse grupo são eletropositivos, metais bons condutores de eletricidade, e formam bases fortes. São sólidos a temperatura ambiente, apresentam brilho metálico e quando expostos ao ar oxidam facilmente. São utilizados na iluminação no caso das lâmpadas de sódio, na purificação de metais e na fabricação de sabões sendo combinados com a gordura.

Grupo 2 ou Metais alcalino-terrosos: Possuem esse nome por serem geralmente encontrados na terra. São bastante reativos, porém menos que os metais do grupo 1. Também são eletropositivos e são mais duros e densos do que os metais alcalinos. São utilizados em ligas metálicas como é o caso por exemplo do Berílio (Be), na composição

do gesso e do mármore sendo o caso do cálcio (Ca) e em fogos de artifício magnésio (Mg) e estrôncio (Sr).

Grupo 16 (ou 6A) ou Calcogênios: Os elementos desse grupo recebem esse nome derivado do grego que significa “formadores de cobre”. Neste grupo pode-se perceber facilmente analisando todos os elementos do grupo a presença de características metálicas e não metálicas. Os elementos mais importantes deste grupo são o oxigênio (O) e o enxofre (S) sendo o primeiro o gás utilizado inclusive em nossa respiração e o último é responsável inclusive pelo fenômeno da chuva ácida.

Grupo 17 (ou 7A) ou Halogênios: São os elementos mais eletronegativos da tabela periódica, ou seja, possuem a tendência de receber elétrons em uma ligação. Podem se combinar com quase todos os elementos da tabela periódica. O flúor por exemplo possui aplicação na higiene bucal.

Grupo 18 (ou 8A) ou Gases nobres: possuem essa intitulação devido a ser constatado antigamente que não possuíam tendência alguma a formarem ligações. Isto ocorre devido à estabilidade de seus orbitais da camada mais externa completamente preenchidos. Hoje alguns compostos conseguiram ser preparados com estes elementos e incluem geralmente o Xenônio (Xe) que possui a primeira energia de ionização muito próxima do oxigênio.

## Reações Químicas

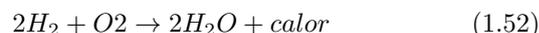
### DEFINIÇÃO

As reações químicas são transformações que envolvem alterações, quebra e/ou formação, nas ligações entre partículas (átomos, moléculas ou íons) da matéria, resultando na formação de nova substância com propriedades diferentes da anterior. Algumas evidências da ocorrência de uma reação química são mudança de cor, evolução de calor ou luz, formação de uma substância volátil, formação de um gás, entre outros.

### EQUAÇÕES QUÍMICAS

As equações químicas representam as reações químicas. As substâncias iniciais de uma reação química, as que reagem, são chamadas de reagentes. Já as substâncias finais de uma reação, as que se formam, são chamadas de produto.

Exemplo:



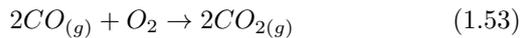
$H_2$  e  $O_2$  são os reagentes, e  $H_2O$  é o produto.

O número que precede a substância é denominado coeficiente. O coeficiente indica a proporção entre as substâncias que participam da reação. Quando a substância não é precedida de nenhum número, significa que o coeficiente é o número 1.

Na reação de síntese da água, demonstrada acima, temos a proporção de 2:1:2. Duas moléculas  $H_2$  reagem com uma molécula  $O_2$  para formar duas moléculas  $H_2O$ .

A equação química também pode fornecer o estado físico da substância.

Exemplo:



A letra “g” entre parênteses indica que a substância se encontra no estado gasoso.

O estado líquido é representado por (l), e o sólido por (s). No caso de a substância estar dissolvida em água, utilizamos (aq), que significa aquoso.

Outros símbolos que podem estar presentes na equação química são:  $\Delta$ , que indica aquecimento;  $\lambda$ , indicando a presença de luz;  $\downarrow$ , quando é formado um precipitado; e  $\leftrightarrow$ , quando a reação for reversível.

#### TIPOS DE REAÇÕES

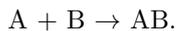
Reação de síntese ou adição

Na reação de síntese, uma substância composta é formada pela junção de duas ou mais substâncias (simples ou compostas).

Exemplos:



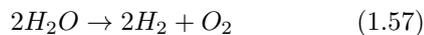
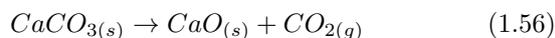
Tais reações seguem o seguinte modelo geral:



Reação de análise ou decomposição

Neste tipo de reação, uma única substância composta origina outros produtos mais simples que ela.

Exemplos:



As reações de decomposição, de uma maneira geral, seguem o modelo:  $AB \rightarrow A + B$ .

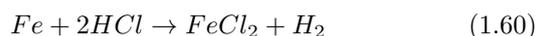
Reação de deslocamento ou simples troca

I - Neste tipo de reação, os elementos livres e quimicamente ativos deslocam o elemento menos ativo de um composto.

Exemplos:



II - Metais ativos deslocam hidrogênio de ácidos fortes:



Os elementos abaixo estão listados em ordem crescente de reatividade química:

Li  $\dot{}$  K  $\dot{}$  Ca  $\dot{}$  Na  $\dot{}$  Mg  $\dot{}$  Al  $\dot{}$  Zn  $\dot{}$  Cr  $\dot{}$  Fe  $\dot{}$  Ni  $\dot{}$  Pb  $\dot{}$  H  $\dot{}$  Cu  $\dot{}$  Hg  $\dot{}$  Ag  $\dot{}$  Pt  $\dot{}$  Au

Essas reações podem ser escritas da seguinte forma:



Reação de dupla troca

A reação de dupla troca ocorre entre duas substâncias compostas e resulta na produção de outras duas novas substâncias compostas.

Pode ser representada basicamente da seguinte maneira:



Estas reações ocorrem, em solução, quando os íons positivos e negativos de uma substância encontram os íons de uma outra substância.

Exemplos:

- Um produto insolúvel é formado em solução aquosa:



Reação de oxidação-redução

Esse tipo de reação ocorre através da transferência de elétrons, ocorrendo variação do número de oxidação dos átomos de certos elementos.

Número de oxidação

O número de oxidação (Nox) representa a carga elétrica de um átomo, adquirida através de uma ligação iônica, sendo a carga denominada carga real, ou adquirida em uma ligação covalente, sendo definida como carga parcial.

Em compostos iônicos, a carga é real, logo o Nox é igual a carga do íon formado.

Exemplo: o NaCl, formado pelos íons  $Na^+$  e  $Cl^-$ , o Nox do Na é +1 e o Nox do Cl é -1.

- Em íons simples o Nox também é igual à sua carga.

Exemplos: Na<sup>+</sup> possui Nox = +1, o  $Al^{3+}$  possui Nox = +3,  $Mg^{2+}$  possui Nox = +2.

- Nos compostos moleculares, há deslocamento de elétrons, devido à diferença de eletronegatividade entre os átomos que efetuam a ligação covalente.

Exemplo: No composto HCl, o átomo de cloro é mais eletronegativo que o hidrogênio, logo atrai pra si o elétron da ligação ficando com carga parcial -1 e o hidrogênio com nox +1.

- O Nox dos átomos de substâncias simples é sempre igual a 0.

Exemplo: H<sub>2</sub>, O<sub>3</sub>, Ag.

- O Nox do hidrogênio é +1, e quando combinado com metal é -1

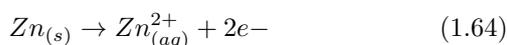
Exemplo:  $H_2O$  possui Nox = +1, em NaH possui Nox = -1.

- O Nox do oxigênio quando forma substâncias compostas é -2, nos peróxidos o Nox passa a ser -1. O Nox também é alterado em compostos com flúor, como por exemplo,  $OF_2$  possui Nox = +2, e  $O_2F_2$  possui Nox = +1.

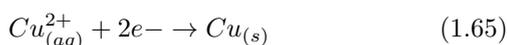
- A soma dos Nox dos átomos de uma molécula é igual a zero.
- A soma dos Nox de todos os íons que formam um composto é igual à carga do íon.

Em uma reação de Oxirredução, o processo de oxidação e redução ocorre simultaneamente. O átomo, quando perde elétrons sofre oxidação, e é denominado agente redutor, pois provoca redução (diminuição do Nox) em outra espécie. O agente oxidante é a espécie receptora de elétrons, e provoca a oxidação de outra.

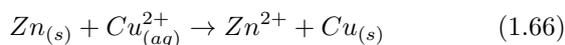
Um exemplo dessa reação é a que ocorre quando, em uma solução aquosa de sulfato de cobre( $CuSO_4$ ), é mergulhada uma lâmina de zinco ( $Zn$ ):



Os átomos de zinco perdem dois elétrons, se convertendo em íons de zinco.



O íon  $Cu^{2+}$  recebe dois elétrons e se converte em átomo neutro de cobre.



Os átomos de zinco transferiram elétrons para os íons de cobre.

### REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS

FOGAÇA, Jennifer Rocha Vargas. "Equação de estado dos gases (Equação de Clapeyron)"; Brasil Escola. Disponível em <http://brasilecola.uol.com.br/quimica/equacao-estado-dos-gases-equacao-clapeyron.htm>. Acesso em 30 de março de 2017.

PAULA, Camila Salgado de. "Átomos". Disponível em <http://educacao.globo.com/quimica/assunto/estrutura-atomica/atomo.html>. Acesso em 06 de abr. de 2017.

PAULA, Camila Salgado de. "Grandezas Químicas". Disponível em <http://educacao.globo.com/quimica/assunto/estequiometria/grandezas-quimicas.html>. Acesso em 05 de abr. de 2017.

PAULA, Camila Salgado de. "Modelos atômicos". Disponível em <http://educacao.globo.com/quimica/assunto/estrutura-atomica/modelos-atomicos.html>. Acesso em 06 de abr. de 2017.

PAULA, Camila Salgado de. "Reações químicas". Disponível em <http://educacao.globo.com/quimica/assunto/materiais-e-suas-propriedades/reacoes-quimicas.html>. Acesso em 06 de abr. de 2017.

PAULA, Camila Salgado de. "Transformações Químicas". Disponível

em <http://educacao.globo.com/quimica/assunto/materiais-e-suas-propriedades/transformacoes-quimicas.html>. Acesso em 30 de mar. de 2017.

PEDROLO, Caroline. "Tabela Periódica". Disponível em <http://www.infoescola.com/quimica/tabela-periodica/>. Acesso em 06 de abr. de 2017.

SOUZA, Líria Alves de. "Transformações gasosas"; Brasil Escola. Disponível em <http://brasilecola.uol.com.br/quimica/transformacoes-gasosas.htm>. Acesso em 30 de março de 2017.

### Subseção 1.3.2

#### Exercícios

1 - (INEP-2010) Todos os organismos necessitam de água e grande parte deles vive em rios, lagos e oceanos. Os processos biológicos, como respiração e fotossíntese, exercem profunda influência na química das águas naturais em todo o planeta. O oxigênio é ator dominante na química e na bioquímica da hidrosfera. Devido a sua baixa solubilidade em água (9,0 mg/L a 20°C) a disponibilidade de oxigênio nos ecossistemas aquáticos estabelece o limite entre a vida aeróbica e anaeróbica. Nesse contexto, um parâmetro chamado Demanda Bioquímica de Oxigênio (DBO) foi definido para medir a quantidade de matéria orgânica presente em um sistema hídrico. A DBO corresponde à massa de 02 em miligramas necessária para realizar a oxidação total do carbono orgânico em um litro de água.

BAIRD, C. Química Ambiental. Ed. Bookmam, 2005 (adaptado).

Dados: Massas molares em g/mol: C = 12; H = 1; O = 16.

Suponha que 10 mg de açúcar (fórmula mínima  $CH_2O$  e massa molar igual a 30 g/mol) são dissolvidos em um litro de água; em quanto a DBO será au-

mentada?

- a) 0,4 mg de 0,2/litro
- b) 1,7mg de 0,2/litro
- c) 2,7 mg de 0,2/litro
- d) 9,4 mg de 0,2/litro
- e) 10,7mg de 0,2/litro

**2 - (INEP-2013)** Química Verde pode ser definida como a criação, o desenvolvimento e a aplicação de produtos e processos químicos para reduzir ou eliminar o uso e a geração de substâncias nocivas à saúde humana e ao ambiente. Sabe-se que algumas fontes energéticas desenvolvidas pelo homem exercem, ou têm potenciais para exercer, em algum nível, impactos ambientais negativos.

CORRÊA, A. G.; ZUIN, V. G. (Orgs). Química Verde: fundamentos e aplicações. São Carlos: EdUFSCar. 2009.

À luz da Química Verde, métodos devem ser desenvolvidos para eliminar ou reduzir a poluição do ar causada especialmente pelas

- a) Hidrelétricas.
- b) Termelétricas.
- c) Usinas geotérmicas.
- d) Fontes de energia solar.
- e) Fontes de energia eólica.

**3 -** Um dos problemas dos combustíveis que contêm carbono é que sua queima produz dióxido de carbono. Portanto, uma característica importante, ao se escolher um combustível, é analisar seu calor de combustão ( $\Delta H_c^0$ ), definido como a energia liberada na queima completa de uma mol de combustível no estado padrão. O quadro seguinte relaciona algumas substâncias que contêm carbono e seu ( $\Delta H_c^0$ ).

Substância	Fórmula	$\Delta H_c^0$ (KJ/mol)
benzeno	$C_6H_6(l)$	-3269
etanol	$C_2H_5OH(l)$	-1368
glicose	$C_6H_{12}O_6(s)$	-2808
metano	$CH_4(g)$	890
octano	$C_8H_{18}(l)$	-5471

ATKINS, P. Princípios de química. Bookman, 2007 (adaptado)

(INEP-2011) Neste contexto, qual dos combustíveis, quando queimado completamente, libera mais dióxido de carbono no ambiente pela mesma quantidade de energia produzida?

- a) Benzeno.
- b) Metano.
- c) Glicose.
- d) Octano.

e) Etanol

**4 -** A resistência elétrica de um fio é determinada pela suas dimensões e pelas propriedades estruturais do material. A condutividade ( $\sigma$ ) caracteriza a estrutura do material, de tal forma que a resistência de um fio pode ser determinada conhecendo-se L, o comprimento do fio e A, a área de seção reta. A tabela relaciona o material à sua respectiva resistividade em temperatura ambiente.

Material	Condutividade ( $S \cdot m/mm^2$ )
Alumínio	34,2
Cobre	61,7
Ferro	10,2
Prata	62,5
Tungstênio	18,8

(INEP-2010) Mantendo-se as mesmas dimensões geométricas, o fio que apresenta menor resistência elétrica é aquele feito de;

- a) Tungstênio.
- b) Alumínio.
- c) Ferro.
- d) Cobre.
- e) Prata.

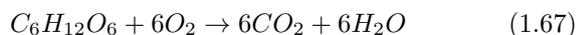
**5 - (UFVJM-2009)** Uma amostra de cálcio metálico pesando 1,35 g foi convertida em CaO com 85 % de pureza. Se o peso atômico do oxigênio é 16,0 g/mol e do Cálcio 40,0 g/mol, ASSINALE a alternativa que representa aproximadamente a massa do CaO obtido.

- a) 1,60 g
- b) 1,88 g
- c) 0,160 g
- d) 0,188 g

**6 - (UFVJM-2009)** Em 1831, na frente de seus colegas, na Academia Francesa de Medicina, o Professor Touery bebeu uma dose letal de estricnina e viveu para contar o feito. Ele havia combinado o veneno mortal com uma determinada substância. ASSINALE a alternativa que apresenta a substância utilizada pelo Professor Touery e sua possível ação.

- a) Nicotina - facilita a eliminação da estricnina pela urina.
- b) Bicarbonato de sódio - reage com a estricnina transformando-a em  $H_2O$  e  $CO_2$ ;
- c) Carvão ativado - adsorve a estricnina e a impede de ser absorvida pelo organismo;
- d) Cloreto de potássio - aumenta a pressão arterial, levando mais sangue ao coração, impedindo o colapso causado pelo veneno;

**7 - (UFVJM-2009)** A energia que os animais necessitam para sua sobrevivência vem de reações de oxidação que ocorrem no interior de suas células. Uma dessas reações é a da oxidação da molécula de glicose, descrita pela reação



que libera 686 kcal por mol de glicose.

Com base nessas informações e em seus conhecimentos, avalie estas afirmações.

**I-** 1 mol de glicose sofre oxidação produzindo 108 g de água.

**II-** 686 kcal correspondem à energia cinética das moléculas de CO<sub>2</sub> e de H<sub>2</sub>O .

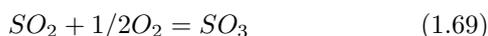
**III-** Cal é unidade física de potência.

**IV-** A energia liberada em reações de oxidação da glicose é usada para manter os órgãos funcionando. Na forma de energia térmica, para manter o animal aquecido e na forma de energia mecânica, para locomoção do animal.

ASSINALE a alternativa que contém apenas as afirmações corretas.

- a) I e III
- b) II e IV
- c) I e IV
- d) II e III

**8 - UFVJM-2011)** O ácido sulfúrico tem várias aplicações industriais e é produzido em quantidade maior do que qualquer outra substância (só perde em quantidade para a água). Dados: Massa molar (g/mol): H = 1,0; S = 32,0 e O = 16,0 e reações:



Com base nessas informações CALCULE a massa em kg de ácido sulfúrico produzido a partir de 8 kg de enxofre.

- a) 2,45
- b) 24,5
- c) 245
- d) 2450

**9 - (OSEC-SP)** Um carro-tanque transportou gás cloro para uma estação de tratamento de água. Sabe-se que o volume do tanque que continha gás cloro era de 30 m<sup>3</sup>, que a temperatura era mantida a 20 °C para a pressão ser de 2 atm e que, na estação de tratamento de água, esse cloro foi

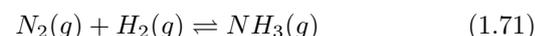
transferido para um reservatório de 50 m<sup>3</sup> mantido a 293 K. Ao passar do carro-tanque para o reservatório, o gás sofreu uma transformação ..... e a pressão do reservatório era ..... As lacunas são completamente preenchidas, respectivamente, com os dados:

- a) isotérmica, 1,2 atm.
- b) isométrica, 117 atm.
- c) isobárica, 2 atm.
- d) isocórica, 2 atm.
- e) isovolumétrica, 1,2 atm.

**10 - (UNIFAL-MG)** Um balão perfeitamente elástico e impermeável ao gás hélio é preenchido com este gás até atingir o volume de 20 L, a 1 atm e 300 K. Qual será a pressão do gás neste balão quando o seu volume for 30 L e sua temperatura 315 K? (Dados: R = 0,082 L atm mol<sup>-1</sup>K<sup>-1</sup> ; He = 4 g mol<sup>-1</sup> ).

- a) P = 0,7 atm.
- b) P = 1,4 atm.
- c) P = 2,8 atm.
- d) P = 7,0 atm.
- e) P = 14 atm.

**11 - (UFG-2014)** A síntese da amônia é determinada pelo processo de Haber-Bosch e a sua equação química não balanceada está mostrada a seguir.



Em uma mistura dos três gases, a 480 °C, a constante de equilíbrio é, aproximadamente, igual a 1,5x10<sup>-5</sup> . Supondo-se que as pressões parciais de N<sub>2</sub> e de H<sub>2</sub> sejam iguais a 0,6 e 1,0 atm, respectivamente, a pressão parcial de NH<sub>3</sub> nessa mistura em equilíbrio, em atm, é igual a

- a) 1,6x10<sup>-3</sup>
- b) 2,6x10<sup>-3</sup>
- c) 3,0x10<sup>-3</sup>
- d) 9,0x10<sup>-3</sup>
- e) 8,0x10<sup>-2</sup>

**12 - (PUC-SP)** A presença do ozônio (O<sub>3</sub>) na troposfera é altamente indesejável, e seu limite permitido por lei é de 160 microgramas por metro cúbico de ar. No dia 30/7/1995, na cidade de São Paulo, foi registrado um índice de 760 microgramas de O<sub>3</sub> por metro cúbico de ar. Assinale a alternativa que indica quantos mols de O<sub>3</sub> por metro cúbico de ar foram encontrados acima do limite permitido por lei no dia considerado. (Dado:1 micrograma = 10<sup>-6</sup>g)

- a)  $1,25 \times 10^{-5}$  mol  
 b)  $1,25 \times 10^{-2}$  mol  
 c)  $1,87 \times 10^{-5}$  mol  
 d)  $1,87 \times 10^{-2}$  mol  
 e)  $2,50 \times 10^{-5}$  mol

**13** - “Pierre Haenecour, da Washington University, em St. Louis, e seus colegas analisaram dois meteoritos recolhidos na Antártida em 2003. Os pesquisadores descobriram que os dois contêm grãos pressolares de sílica, ou dióxido de silício ( $SiO_2$ ), como provou seu enriquecimento em um isótopo pesado do oxigênio, conhecido como oxigênio18.”

(Adaptado Revista Scientific American Brasil, agosto de 2013. p. 13)

A porcentagem, em massa de silício, na sílica é de:

Dado: Massas molares ( $g.mol^{-1}$ ): O = 16

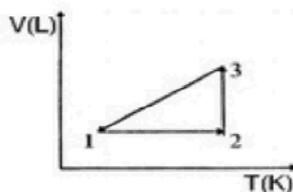
Si = 60

- a) 23 %.  
 b) 45 %.  
 c) 52 %.  
 d) 65 %.  
 e) 77 %.

**14** - Por decomposição térmica do nitrato de amônia, são produzidos apenas água e óxido nítrico. Este último é conhecido como gás hilariante, é usado na fabricação do chantilly e, ainda, como analgésico e sedativo. A densidade do óxido nítrico produzido a  $27^\circ C$  e pressão de 760 mmHg a partir da decomposição térmica de 240 g de nitrato de amônia é, aproximadamente,

- a) 1,79 g/L.  
 b) 0,89 g/L.  
 c) 1,19 g/L.  
 d) 0,67 g/L.

**15** - (INTEGRADO-RJ) O gráfico abaixo representa um processo cíclico (ciclo) a que é submetido um gás ideal:



Analise-o. A opção em que aparece a correspondência das etapas numeradas ( $1 \rightarrow 2 \rightarrow 3$  e  $3 \rightarrow 1$ ), com suas respectivas denominações, é:

- a) Isobárica, Adiabática e Isotérmica;  
 b) Isovolumétrica, Isobárica e Isotérmica;  
 c) Isovolumétrica, Isotérmica e Isobárica;  
 d) Isotérmica, Isobárica e Isovolumétrica;  
 e) Isovolumétrica, Isobárica e Adiabática.

**16** - Antes de realizar uma viagem de carro, em um dia cuja temperatura era de  $30^\circ C$ , um senhor calibrou os pneus utilizando 3 atm de pressão. Quando chegou ao destino, depois de 5 horas de viagem, mediu novamente a pressão dos pneus e constatou 3,4 atm de pressão. Sabendo que a variação de volume dos pneus é desprezível, marque a alternativa que indica a temperatura em que se encontravam os pneus:

- a)  $70,4^\circ C$   
 b)  $115,2^\circ C$   
 c)  $125,1^\circ C$   
 d)  $121,5^\circ C$   
 e)  $152,1^\circ C$

**17** - Uma empresa pretende utilizar balões para realizar uma operação de publicidade em uma praia. Os balões foram preenchidos com uma pressão de 760 mmHg, a uma temperatura de  $32^\circ C$ . Ao chegar à praia, a temperatura estava em  $42^\circ C$ , mas a pressão ainda era de 760 mmHg. Quantas vezes o volume dos balões foi alterado ao chegar à praia?

- a) 1,3  
 b) 3  
 c) 3,01  
 d) 1,03  
 e) 0,331

**18** - A emissão de substâncias químicas na atmosfera, em níveis elevados de concentração, pode causar danos ao meio ambiente. Dentre os poluentes primários destacam-se os gases  $CO_2$ ,  $CO$ ,  $SO_2$  e  $CH_4$ . Esses gases, quando confinados, escapam lentamente, por qualquer orifício, por meio de um processo chamado efusão. Um mol de  $CO$  foi colocado em um recipiente fechado de 1,0 litro, a  $25^\circ C$  e 24 atm de pressão. A pressão, em atm, exercida pelo gás, quando transferido para um recipiente fechado de 2,0 litros, à mesma temperatura, é:

- a) 24  
 b) 12  
 c) 48

d) 6

**19** - A emissão de substâncias químicas na atmosfera, em níveis elevados de concentração, pode causar danos ao meio ambiente. Dentre os poluentes primários destacam-se os gases  $CO_2$ ,  $CO$ ,  $SO_2$  e  $CH_4$ . Esses gases, quando confinados, escapam lentamente, por qualquer orifício, por meio de um processo chamado efusão. Suponha que os gases citados, mantidos nas mesmas condições de temperatura e pressão, tenham sido colocados em balões de borracha de igual volume.

A ordem decrescente de velocidade de efusão das substâncias contidas nos balões é:

- a)  $CO$ ;  $CH_4$ ;  $SO_2$ ;  $CO_2$
- b)  $SO_2$ ;  $CO_2$ ;  $CO$ ;  $CH_4$
- c)  $CO_2$ ;  $SO_2$ ;  $CH + 4$ ;  $CO$
- d)  $CH_4$ ;  $CO$ ;  $CO_2$ ;  $SO_2$

**20** - (PUC-RS) A aceitação histórica da ideia de que a matéria é composta de átomos foi lenta e gradual. Na Grécia antiga, Leucipo e Demócrito são lembrados por terem introduzido o conceito de átomo, mas suas propostas foram rejeitadas por outros filósofos e caíram no esquecimento. No final do século XVIII e início do século XIX, quando as ideias de Lavoisier ganhavam aceitação generalizada, surgiu a primeira teoria atômica moderna, proposta por ..... Essa teoria postulava que os elementos eram constituídos de um único tipo de átomo, enquanto que as substâncias compostas eram combinações de diferentes átomos segundo proporções determinadas. Quase cem anos depois, estudos com raios catódicos levaram J. J. Thomson à descoberta do ....., uma partícula de massa muito pequena e carga elétrica ....., presente em todos os materiais conhecidos. Alguns anos depois, por meio de experimentos em que uma fina folha de ouro foi bombardeada com partículas alfa, Rutherford chegou à conclusão de que o átomo possui em seu centro um ..... pequeno, porém de massa considerável.

As palavras que preenchem as lacunas corretas e respectivamente estão reunidas em

- a) Dalton – elétron – negativa – núcleo
- b) Bohr – cátion – positiva – elétron
- c) Dalton – nêutron – neutra – próton
- d) Bohr – fóton – negativa – ânion
- e) Dalton – próton – positiva – núcleo

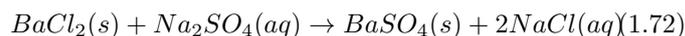
**21** - (UECE) Neste ano comemora-se o Ano Internacional da Química. Há pouco mais de 100 anos, ainda não se tinha muito conhecimento sobre o átomo. Em 1911, a experiência de Rutherford mudou tudo. Usando uma lâmina muito fina de ouro, bombardeou-a com partículas alfa. A maioria dessas partículas atravessou a lâmina sem sofrer

desvios na trajetória, enquanto um pequeno número delas sofria desvios muito grandes. A partir deste experimento, Rutherford concluiu que

- a) Os elétrons ficariam distribuídos espaçadamente ao redor do núcleo, ocupando órbitas quaisquer.
- b) Os núcleos dos átomos são neutros.
- c) O átomo tem em sua constituição pequenos espaços vazios.
- d) O átomo é divisível, em oposição a Bohr, que o considerava indivisível.

**22** -

(UFG) O sulfato de bário, por ser insolúvel em água e não ser absorvido pelos tecidos é muito utilizado como um meio de contraste em exames radiológicos. Ele funciona como um marcador tecidual que permite verificar a integridade da mucosa de todo o trato gastrointestinal, delineando cada segmento. Sua síntese pode ser realizada a partir da equação a seguir



Se 5,2 g de  $BaCl_2$  são misturados com 5,0 g de  $Na_2SO_4$ , a massa aproximada de  $BaSO_4$  obtida, em gramas, será de Massas Molares ( $g.mol^{-1}$ )  $BaCl_2 = 208$   $Na_2SO_4 = 142$   $BaSO_4 = 233$   $NaCl = 58,5$

- a) 5,8
- b) 6,7
- c) 7,7
- d) 8,2
- e) 8,8

**23** - (PUC-RJ) O hidróxido de cálcio,  $Ca(OH)_2$ , também conhecido como cal hidratada ou cal extinta, trata-se de um importante insumo utilizado na indústria da construção civil. Para verificar o grau de pureza (em massa) de uma amostra de hidróxido de cálcio, um laboratorista pesou 5,0 gramas deste e dissolveu completamente em 200 mL de solução de ácido clorídrico 1 mol/L. O excesso de ácido foi titulado com uma solução de hidróxido de sódio 0,5 mol/L, na presença de fenolftaleína, sendo gastos 200 mL até completa neutralização. O grau de pureza da amostra analisada, expresso em porcentagem em massa, é de:

- a) 78 %.
- b) 82 %.
- c) 86 %.
- d) 90 %.
- e) 74 %.

**24** - O Brasil produz, por ano, aproximadamente,  $5,0 \times 10^6$  toneladas de ácido sulfúrico,  $1,2 \times 10^6$  toneladas de amônia e  $1,0 \times 10^6$  toneladas de soda cáustica. Transformando-se toneladas em mols, a ordem decrescente de produção dessas substâncias será:

- $H_2SO_4 > NH_3 > NaOH$
- $H_2SO_4 > NaOH > NH_3$
- $NH_3 > H_2SO_4 > NaOH$
- $NH_3 > NaOH > H_2SO_4$
- $NaOH > NH_3 > H_2SO_4$

**25** - Apesar de todos os esforços para se encontrar fontes alternativas de energia, estima-se que em 2030 os combustíveis fósseis representarão cerca de 80 % de toda a energia utilizada. Alguns combustíveis fósseis são: carvão, metano e petróleo, do qual a gasolina é um derivado.

(UNICAMP) O hidrocarboneto n-octano é um exemplo de substância presente na gasolina. A reação de combustão completa do n-octano pode ser representada pela seguinte equação não balanceada:  $C_8H_{18}(g) + O_2(g) \leftrightarrow CO_2(g) + H_2O(g)$ .

Após balancear a equação, pode-se afirmar que a quantidade de

- Gás carbônico produzido, em massa, é maior que a de gasolina queimada.
- Produtos, em mol, é menor que a quantidade de reagentes.
- Produtos, em massa, é maior que a quantidade de reagentes.
- Água produzida, em massa, é maior que a de gás carbônico.

**26** - (FUVEST) Sob condições adequadas, selênio (Se) e estanho (Sn) podem reagir, como representado pela equação



Em um experimento, deseja-se que haja reação completa, isto é, que os dois reagentes sejam totalmente consumidos. Sabendo-se que a massa molar do selênio (Se) é  $2/3$  da massa molar do estanho (Sn), a razão entre a massa de selênio e a massa de estanho ( $m_{Se} : m_{Sn}$ ), na reação, deve ser de

- 2 : 1
- 3 : 2
- 4 : 3
- 2 : 3
- 1 : 2

**27** - (UNIFESP) A contaminação de águas e solos por metais pesados tem recebido grande atenção dos ambientalistas, devido à toxicidade desses metais ao meio aquático, às plantas, aos animais e à vida humana. Dentre os metais pesados há o chumbo, que é um elemento relativamente abundante na crosta terrestre, tendo uma concentração ao redor de 20 ppm (partes por milhão). Uma amostra de 100 g da crosta terrestre contém um valor médio, em mg de chumbo, igual a

- 20.
- 10.
- 5
- 2.
- 1.

**28** - (SENAC-SP) O composto representado abaixo é um poderoso antisséptico usado em odontologia.



Massa molar = 128,5 g/mol

O número de moléculas existente em 0,257 mg desse corante é: Dado: Constante de Avogadro =  $6,0 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

- $1,2 \times 10^{18}$ .
- $6,0 \times 10^{18}$ .
- $1,2 \times 10^{20}$ .
- $6,0 \times 10^{20}$ .
- $1,2 \times 10^{22}$ .

**29** - John Dalton foi o responsável por introduzir no âmbito da ciência a teoria atômica, nos primeiros anos do século XIX. Nessa época, ainda não se conseguia saber quantos átomos de cada elemento entravam na composição das moléculas simples. Hoje sabemos que a fórmula da molécula da água é  $H_2O$  e que a da amônia é  $NH_3$ . Dalton supôs que as moléculas mais simples eram combinações 1:1; assim, a água seria HO e a amônia, NH. Dalton introduziu uma escala de massas atômicas baseada no hidrogênio, que tinha massa 1.

Na época de Dalton, acreditava-se que, em massa, a água tinha  $1/8$  de hidrogênio, e que a amônia tinha  $1/6$  de hidrogênio. Com isso, foi possível concluir que as massas atômicas do oxigênio e do nitrogênio valem, respectivamente,

- (a) 7 e 5.
- (b) 8 e 6.
- (c) 9 e 7.
- (d) 16 e 14.
- (e) 32 e 28.

**30** - (UFG) Para adquirir estabilidade, os elementos químicos perdem ou ganham elétrons se transformando em íons positivos ou negativos que apresentam configurações eletrônicas de gases nobres. Um exemplo desse processo está representado a seguir.



Como resultado dessas transferências de elétrons, os raios iônicos das espécies  $Cl^{-}$  e  $Na^{+}$ , quando comparado com seus respectivos raios atômicos, irão, respectivamente:

- a) diminuir e aumentar.
- b) aumentar e diminuir.
- c) aumentar e permanecer constante.
- d) permanecer constante e diminuir.
- e) diminuir e permanecer constante.

**31** - (UFVJM-2012) Todas as substâncias são feitas de matéria e a unidade fundamental da matéria é o átomo, que constitui a menor partícula de um elemento e participa em reações químicas, podendo ou não existir de maneira independente. Sobre a estrutura atômica é correto afirmar que

- a) o número atômico é que caracteriza um átomo.
- b) os prótons e nêutrons têm a mesma carga elétrica.
- c) a massa de um próton é igual a massa de um elétron.
- d) o número de massa é a soma dos prótons e dos elétrons de um átomo.

**32** - (UFVJM-2012) O arsênio (As) é um elemento químico encontrado em muitos tipos de rochas, especialmente nos minérios que contêm cobre, chumbo, prata e ouro. Quando esses minérios são triturados para extrair os metais valiosos, parte do As é coletada para a produção de pesticida, e, a outra parte pode contaminar o ambiente. O envenenamento crônico pelo As pode causar no ser humano o diabetes, insuficiência renal, câncer e outros problemas de saúde.

Fonte: <http://alertaparacatu.blogspot.com.br/2008/01/efeitos-da-exposicocrnica-ao-arsenio.html> – acesso em 02/07/2012, modificado.

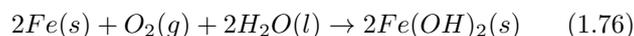
Com relação ao arsênio, ASSINALE a alternativa correta.

- a) O raio atômico do As é menor que do Pb.
- b) O As é um elemento químico classificado como metal de transição.
- c) Em uma cadeia alimentar, o As não é encontrado nos organismos onívoros.
- d) Comparativamente o As estará mais concentrado nos produtores e em menor concentração nos consumidores terciários de uma cadeia alimentar.

**33** - (UFVJM-2013) ASSINALE a alternativa correta, considerando as teorias dos modelos atômicos de Dalton, Thomson e Rutherford.

- a) De acordo com Rutherford, a carga positiva está distribuída por todo o átomo.
- b) As ideias de Dalton derrubaram o ideal da Alquimia de transformar metais, como chumbo, em ouro.
- c) Thomson foi responsável em nomear os dois tipos de carga: positiva (+) e negativa (-) e também estipulou que a carga positiva repele carga positiva.
- d) O modelo atômico de Dalton pode ser utilizado para explicar a boa condutividade da água do mar, pois em sua teoria houve a inclusão de cargas elétricas.

**34** - (UFVJM-2014) Uma das etapas do processo de formação da ferrugem é o hidróxido de ferro II, sendo este formado quando o ferro é exposto ao ar atmosférico e à umidade, conforme representado nesta fórmula:



O produto dessa reação é um composto

- a) metálico, pois possui ferro.
- b) covalente, pois possui hidroxila.
- c) iônico, pois possui ferro e hidroxila.
- d) molecular, pois possui ferro e hidroxila.

**35** - (UFVJM-2015) Vários são os poluentes que são lançados na atmosfera. Entretanto, produtos como dióxido de enxofre ( $SO_2$ ) e dióxido de nitrogênio ( $NO_2$ ) são gases tóxicos que podem causar distúrbios respiratórios nos humanos. Além disso, podem gerar impactos negativos importantes sobre os ecossistemas terrestres. Ao reagirem com o vapor de água na atmosfera esses gases podem produzir:

- a) ácido sulfúrico.
- b) ácido carbônico.
- c) monóxido de carbono.
- d) monóxido de nitrogênio.

**36 -** (PUC-MINAS) De acordo com o estudo das propriedades periódicas, a afinidade eletrônica aumenta:

- a) da esquerda para direita, nos períodos.
- b) de cima para baixo, nas famílias.
- c) da direita para esquerda, nos períodos.
- d) das extremidades para o centro, nas famílias.

**37 -** Um béquer, contendo certo volume de água a  $100\text{ }^{\circ}\text{C}$ , é aquecido em um bico de Bunsen. A chama transfere 48,6 Kcal para o líquido que está em uma região com pressão constante de 1,0 atm. O calor latente de vaporização da água é igual a 540 cal/g ( $100\text{ }^{\circ}\text{C}$  e 1,0 atm). A massa molar da água é igual a 18,0 g/mol. O número de mols de água vaporizada é:

- a) 5,0 mols.
- b) 11,0 mols.
- c) 30,0 mols.
- d) 90,0 mols.

**38 -** A quantidade de cloreto em água é um indicio de poluição, como esgotos e efluentes industriais. Pode-se determinar o teor de cloreto reagindo uma amostra de água com nitrato de prata, 0,01 mol/L, usando cromato de potássio como indicador. A massa de nitrato de prata necessária para preparar 500 mL de uma solução 0,01 mol/L desse sal, é:

- a) 0,45 g.
- b) 0,85 g.
- c) 1,08 g.
- d) 1,70 g.

**39 -** (UFJF-MG) Associe as afirmações a seus respectivos responsáveis:

**I-** O átomo não é indivisível e a matéria possui propriedades elétricas (1897).

**II-** O átomo é uma esfera maciça (1808).

**III-** O átomo é formado por duas regiões denominadas núcleo e eletrosfera (1911).

- a) I - Dalton, II - Rutherford, III - Thomson.
- b) I - Thomson, II - Dalton, III - Rutherford.
- c) I - Dalton, II - Thomson, III - Rutherford.
- d) I - Rutherford, II - Thomson, III - Dalton.
- e) I - Thomson, II - Rutherford, III - Dalton.

**40 -** Em relação ao modelo atômico de Rutherford, ASSINALE o(s) correto(s):

**I -** Esse modelo baseia-se em experimentos com eletrólise de soluções de sais de ouro.

**II -** Ele apresenta a matéria constituída por elétrons em contato direto com os prótons.

**III -** O modelo foi elaborado a partir de experimentos em que uma fina lâmina de ouro era bombardeada com partículas  $\alpha$ .

**IV -** Segundo esse modelo, só é permitido ao elétron ocupar níveis energéticos nos quais ele se apresenta com valores de energia múltiplos inteiros de um fóton.

**V -** Esse modelo é semelhante a um sistema planetário, em que os elétrons distribuem-se ao redor do núcleo, assim como os planetas em torno do Sol.

a) II e III.

b) III e IV

c) IV e V

d) III e V

e) III, IV e V

**41 -** Uma importante contribuição do modelo de Rutherford foi considerar o átomo constituído de:

a) elétrons mergulhados numa massa homogênea de carga positiva.

b) uma estrutura altamente compactada de prótons e elétrons.

c) um núcleo de massa desprezível comparada com a massa do elétron.

d) uma região central com carga negativa chamada núcleo.

e) um núcleo muito pequeno de carga positiva, cercada por elétrons.

**42 -** O átomo de Rutherford (1911) foi comparado ao sistema planetário (o núcleo atômico representa o sol e a eletrosfera, os planetas):

Eletrosfera é a região do átomo que:

a) contém as partículas de carga elétrica negativa.

b) contém as partículas de carga elétrica positiva.

c) contém nêutrons.

d) concentra praticamente toda a massa do átomo.

e) contém prótons e nêutrons.

**43** - Ao longo dos anos, as características atômicas foram sendo desvendadas pelos cientistas. Foi um processo de descoberta no qual as opiniões anteriores não poderiam ser desprezadas, ou seja, apesar de serem ideias ultrapassadas, fizeram parte do histórico de descoberta das características atômicas. Vários foram os colaboradores para o modelo atômico atual, dentre eles Dalton, Thomson, Rutherford e Bohr. Abaixo você tem a relação de algumas características atômicas. ASSINALE a ordem correta:

**I.** O átomo é comparado a uma bola de bilhar: uma esfera maciça, homogênea, indivisível, indestrutível e eletricamente neutra.

**II.** O átomo é comparado a um pudim de ameixas: uma esfera carregada positivamente e que elétrons de carga negativa ficam incrustados nela.

**III.** Átomo em que os elétrons se organizam na forma de camadas ao redor do núcleo.

**IV.** Átomo que apresenta um núcleo carregado positivamente e ao seu redor gira elétrons com carga negativa.

a) Dalton - Thomson - Bohr - Rutherford

b) Dalton - Rutherford - Thomson - Bohr

c) Rutherford - Thomson - Dalton - Bohr

d) Bohr - Thomson - Rutherford - Dalton

**44** - (ETFSP) No fim do século XIX começaram a aparecer evidências de que o átomo não era a menor partícula constituinte da matéria. Em 1897 tornou-se pública a demonstração da existência de partículas negativas, por um inglês de nome:

a) Dalton;

b) Rutherford;

c) Bohr;

d) Thomson;

e) Proust.

**45** - (UFMG/1989) Observações experimentais podem contribuir para a formulação ou adoção de um modelo teórico, se esse as prevê ou as explica. Por outro lado, observações experimentais imprevistas ou inexplicáveis por um modelo teórico podem contribuir para sua rejeição.

Em todas as alternativas, a associação observação-modelo atômico, está correta, EXCETO em:

#### OBSERVAÇÃO EXPERIMENTAL

**I.** Conservação da massa em reações químicas

**II.** Proporções entre as massas de reagentes e produtos

**III.** Espectros atômicos descontínuos

**IV.** Trajetória de partículas alfa que colidem com uma lâmina metálica

**V.** Emissão de elétrons em tubos de raios catódicos

#### IMPLICAÇÃO EM TERMOS DE MODELO ATÔMICO

a) Adoção do modelo de Dalton

b) Adoção do modelo de Dalton

c) Adoção do modelo de Rutherford

d) Adoção do modelo de Rutherford

e) Rejeição do modelo de Dalton

**46** - (UFLA - MG) O elétron foi descoberto por Thomson no fim do século XIX, o que lhe rendeu o prêmio Nobel. Uma característica do modelo atômico proposto por ele é:

a) O átomo é indivisível.

b) Os elétrons ocupam orbitais com energias bem definidas.

c) O átomo sofre decaimento radioativo naturalmente.

d) O átomo é maciço e poderia ser associado a um “pudim de passas”.

**47** - (UFAL-2011) De acordo com o modelo atômico de Bohr, elétrons giram ao redor do núcleo em órbitas específicas, tais como os planetas giram em órbitas específicas ao redor do Sol. Diferentemente dos planetas, os elétrons saltam de uma órbita específica para outra, ganhando ou perdendo energia. Qual das afirmações abaixo está em discordância com o modelo proposto por Bohr?

a) Ao saltar de uma órbita mais próxima do núcleo, para outra mais afastada, o elétron absorve energia.

b) Ao saltar de uma órbita mais afastada do núcleo para outra mais próxima, o elétron emite energia.

c) Dentro de uma mesma órbita, o elétron se movimenta sem ganho ou perda de energia.

d) O processo no qual o elétron absorve energia suficiente para escapar completamente do átomo é chamado ionização.

e) O modelo proposto é aplicado com êxito somente ao átomo de hidrogênio.

**48** - (PUC-RS) O átomo, na visão de Thomson, é constituído de:

a) níveis e subníveis de energia.

b) cargas positivas e negativas.

c) núcleo e eletrosfera.

d) grandes espaços vazios.

e) orbitais.