



# QUÍMICA

Volume 01



# Sumário - Química

## Frente A

- 01 **3** Os sistemas químicos e suas transformações  
Autores: Marcos Raggazzi  
Fabiano Guerra
- 02 **11** Mudanças de estado físico e densidade  
Autores: Marcos Raggazzi  
Fabiano Guerra

## Frente B

- 01 **23** Estudo físico dos gases  
Autor: Marcos Raggazzi
- 02 **31** Hipótese de Avogadro, equação de Clapeyron e densidade gasosa  
Autor: Marcos Raggazzi

## Frente C

- 01 **35** Leis das reações químicas e teoria atômica clássica  
Autores: Marcos Raggazzi  
Fabiano Guerra
- 02 **41** Natureza elétrica da matéria e núcleo atômico  
Autor: Marcos Raggazzi
- 03 **51** Teoria quântica antiga  
Autor: Marcos Raggazzi
- 04 **59** Teoria quântica moderna  
Autor: Marcos Raggazzi

## Frente D

- 01 **67** Cálculos químicos  
Autores: Marcos Raggazzi  
Ívina Paula
- 02 **75** Cálculos de fórmulas  
Autores: Marcos Raggazzi  
Ívina Paula
- 03 **81** Cálculos estequiométricos  
Autor: Marcos Raggazzi
- 04 **91** Introdução à Química Orgânica  
Autores: Marcos Raggazzi  
Fabiano Guerra

# QUÍMICA

## Os sistemas químicos e suas transformações

MÓDULO  
01

FRENTE  
A

### INTRODUÇÃO AO ESTUDO DA QUÍMICA

#### Química? O quê? Por quê? Para quê?

A Química é uma ciência que está diretamente ligada à nossa vida cotidiana. A produção do pão, a digestão dos alimentos, os medicamentos, os combustíveis, as tintas, o cimento, a borracha de seu tênis, os tecidos de seu vestuário, a atmosfera de Marte, a natureza animada e inanimada e até a vida e a morte são processos que estão ligados direta ou indiretamente ao grande universo químico. É isso aí! A Química está em todos os momentos do seu dia e sem ela não teríamos o conforto da sociedade moderna, pois a civilização que não a dominasse continuaria no Período Pré-Histórico.

Ela é tão importante que a ONU chegou a propor que o enquadramento de um país no bloco dos países desenvolvidos ou subdesenvolvidos dependeria da diversidade e do desenvolvimento de sua indústria de transformação de matéria, a Indústria Química.

Você quer ver como sem ela nós não viveríamos? Neste exato momento, o ato de ler só é possível pois inúmeras substâncias químicas de seu cérebro estão atuando transmitindo as respostas sensorio-motoras.

Vamos descobrir o mundo interessante, misterioso e mágico que é a Química.

### CONCEITOS

#### Matéria

A Química está particularmente interessada nos fenômenos químicos, e o seu objeto de estudo é a transformação da matéria.

**Matéria** é todo sistema que possui massa e ocupa lugar no espaço.

Alguns exemplos de matéria são vidro, madeira, borracha, ar, etc.

Quanto à energia térmica, esta não possui massa nem ocupa lugar no espaço; então, ela não pode ser considerada matéria.

A definição de matéria é muito ampla. Para facilitar o estudo, analisamos uma parte ou porção limitada que denominamos corpo. Caso esse corpo possua uma finalidade para o homem, ele também será denominado objeto.

**Exemplos:** Cadeira de madeira, mesa de vidro, chinelo de borracha, etc.

Assim, papel é matéria, e caderno de papel é um corpo e também um objeto.

A matéria é formada por substâncias (na maioria das vezes constituídas por moléculas), e estas, pelas unidades fundamentais, que são os átomos.

Existem materiais diferentes, pois as substâncias que os formam são diferentes. Isso só é possível porque existem mais de 110 tipos de elementos químicos conhecidos atualmente, cujos átomos podem combinar-se, unir-se, para formar infinitos tipos de substâncias.

#### Sistema

A Química é uma ciência experimental. Para fazer experiências com um determinado material, o químico precisa isolar uma porção desse material do resto do universo.

**Sistema** é uma parte do universo considerada como um todo para efeito de estudo.

#### A) Sistema homogêneo

É todo sistema que

- apresenta as mesmas propriedades em qualquer parte de sua extensão examinada.
- apresenta um aspecto uniforme em toda a sua extensão, mesmo quando examinado com aparelhos ópticos.

#### Exemplos:



água



água + álcool



água + sal dissolvido

**B) Sistema heterogêneo**

É todo sistema que

- não apresenta as mesmas propriedades em qualquer parte de sua extensão.
- não apresenta aspecto uniforme em toda a sua extensão, quando examinado (com ou sem aparelhos ópticos).

**Exemplos:**



**Fases**

Todo sistema heterogêneo é constituído de várias porções que, separadamente, são homogêneas.

**Fases** são as diferentes partes homogêneas que constituem um sistema heterogêneo.

Pela definição de fase, conclui-se que

- todo sistema homogêneo é monofásico, isto é, constituído de uma única fase.
- todo sistema heterogêneo é polifásico, isto é, constituído de duas ou mais fases. De acordo com o número de fases, os sistemas heterogêneos podem ser bifásicos, trifásicos, tetrafásicos, etc.

O termo sistema monofásico é usado como sinônimo de sistema homogêneo, e o termo sistema polifásico é usado como sinônimo de sistema heterogêneo.

**OBSERVAÇÕES**

1. Todo sistema constituído apenas de gases em equilíbrio é monofásico, não há exceção.

**Exemplo:** O ar atmosférico isento de partículas em suspensão é uma mistura gasosa; portanto, um sistema homogêneo ou monofásico.

Os principais componentes do ar são:

- Nitrogênio (78% em volume)
- Oxigênio (21% em volume)
- Argônio (menos de 1% em volume)

2. Os sistemas formados por dois ou mais sólidos são polifásicos ou heterogêneos.

**Exemplos:**

- A) Granito { Quartzo (sólido)  
Feldspato (sólido)  
Mica (sólido)

O granito constitui um sistema heterogêneo ou polifásico; no caso particular, trifásico (fase quartzo + fase feldspato + fase mica).

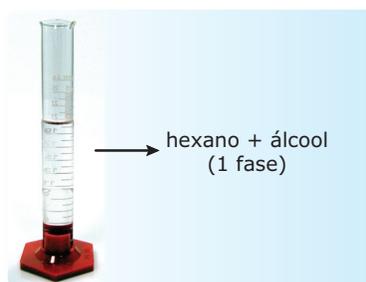
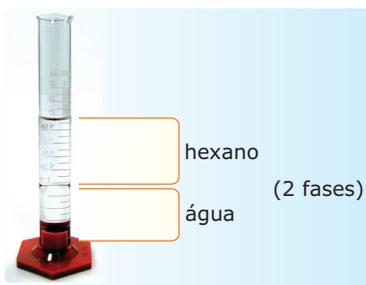
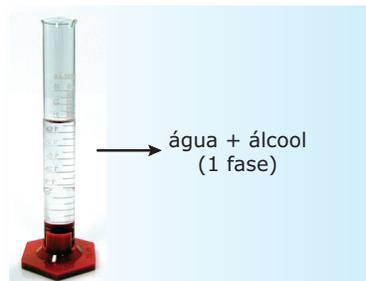
- B) Pólvora { Carvão (sólido)  
Enxofre (sólido)  
Salitre (sólido)

A pólvora constitui um sistema heterogêneo ou polifásico; no caso particular, trifásico (fase carvão + fase enxofre + fase salitre).

Não há como preparar um sistema homogêneo partindo de materiais sólidos. As ligas metálicas são misturas homogêneas de metais que primeiramente são fundidos e, depois, misturados para formar solução sólida.

3. No caso de sistema formado por líquidos, só é possível fazer algum tipo de previsão quando se conhece a polaridade dos líquidos.

**Exemplos:**



## ELEMENTOS E SUBSTÂNCIAS

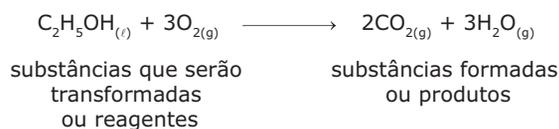
### Representação das substâncias

As substâncias químicas são representadas por fórmulas. A mais comum é a fórmula molecular, que indica quais os elementos químicos e quantos átomos desses elementos existem em um aglomerado de átomos. No caso da água, temos  $H_2O$ , em que H e O são os elementos hidrogênio e oxigênio, respectivamente. Os números subscritos às letras são os índices, que indicam a existência de 2 átomos de hidrogênio e 1 de oxigênio em uma molécula de água.

#### OBSERVAÇÕES

1. O índice 1 é ocultado nas fórmulas das substâncias.
2. Quando uma substância sofre um fenômeno químico, dizemos que houve uma reação química formando novas substâncias. A reação química é representada por uma equação química.

**Exemplo:** A queima do álcool comum:



### Tipos de substâncias

Podemos classificar as substâncias de acordo com o número de elementos químicos encontrados em sua fórmula ou pelo seu grau de pureza.

#### A) Quanto ao número de elementos químicos:

- Substância simples ou elementar

Formada por um único elemento químico.

**Exemplos:**  $O_2$ ,  $O_3$ ,  $H_2$ , He,  $C_{\text{grafite}}$ ,  $C_{\text{diamante}}$ ,  $S_{\text{rômboico}}$ ,  $S_{\text{monoclínico}}$ ,  $P_{\text{branco}}$ ,  $P_{\text{vermelho}}$ , etc.

- Substância composta ou composto químico

Formada por mais de um elemento químico. Possui composição definida de acordo com a Lei de Proust.

**Exemplos:**  $H_2O$ ,  $C_6H_{12}O_6$ ,  $NaCl$ ,  $AlCl_3$ , etc.

#### B) Quanto ao grau de pureza:

- Substância pura

Só possui um tipo de aglomerado de átomos, ou seja, não existe uma outra substância presente no recipiente que a contém.

**Exemplo:** Água tridestilada.

- Mistura

Reunião de duas ou mais substâncias em um mesmo recipiente sem a alteração das características individuais destas, pois, se isso ocorrer, teremos uma reação química, e não uma mistura. As misturas, muitas vezes, são formadas por mais de um elemento químico, assim como as substâncias compostas, mas diferem delas por não possuírem composição definida.

**Exemplos:** Ar, água de chuva, água do mar, gasolina, gás de cozinha, etc.

A maioria dos materiais são encontrados na natureza em forma de misturas; por isso, iremos estudá-las um pouco mais a fundo.

#### A) Mistura homogênea:

Possui uma única fase, um só aspecto.

**Exemplos:** Água e álcool comum; água e sal dissolvido.

As misturas homogêneas são formadas por um solvente e por um ou mais solutos. O solvente é a substância que dissolve e está em maior quantidade na mistura. O soluto é a substância que será dissolvida e está em menor quantidade na mistura.

#### Exemplos:

Água e sal { Solvente: água  
Solutos: sal

Álcool hidratado: (96% álcool e 4%  $H_2O$ ) { Solvente: álcool  
Solutos: água

#### B) Mistura heterogênea:

Possui mais de uma fase, mais de um aspecto.

**Exemplo:** Mistura de água, areia e óleo (trifásico).

#### OBSERVAÇÕES

1. Um sistema com mais de três fases é denominado polifásico.
2. Quando uma substância está mudando de estado físico, temos um sistema heterogêneo, e não uma mistura heterogênea, pois, nesse sistema, existe apenas uma substância.

**Exemplo:** Gelo e água líquida é um sistema bifásico, pois, nessa amostra, só existe a substância água.

3. Água e óleo misturam-se?

Sim. Formam uma mistura heterogênea, porém não se dissolvem. Não confunda dissolver com misturar.

Algumas misturas importantes e seus principais componentes:

Mistura	Principais componentes
Ar	Nitrogênio e oxigênio
Água do mar	Água, cloreto de sódio e outros sais
Vinagre	Água e ácido acético
Álcool hidratado	Etanol (96%) e água (4%)
Gás de bujão (GLP)	Propano e butano
Gasolina	Hidrocarbonetos (compostos de C e H) com 5 a 10 carbonos
Querosene	Hidrocarbonetos com 10 a 16 carbonos
Granito	Quartzo, feldspato e mica
Pólvora	Salitre, carvão e enxofre
Ouro 18 quilates	75% ouro; 12,5% cobre e 12,5% de prata

**OBSERVAÇÃO**

O ouro 100% é de 24 quilates, por convenção.

## TRANSFORMAÇÕES DOS MATERIAIS

A Ciência Moderna estuda três tipos de fenômenos:

### Fenômenos físicos

Transformações físicas que não alteram a estrutura interna da matéria, isto é, não mudam a identidade química das substâncias nem dos átomos.

**Exemplos:**

- O choque entre duas bolas de bilhar.
- Dissolução de sacarose em água:  
 $C_{12}H_{22}O_{11(s)} \rightarrow C_{12}H_{22}O_{11(aq)}$
- Fusão da prata:  
 $Ag_{(s)} \rightarrow Ag_{(l)}$
- Evaporação das águas oceânicas:  
 $H_2O_{(l)} \rightarrow H_2O_{(g)}$

### Fenômenos químicos

São fenômenos que mudam a identidade química das substâncias, mas a identidade dos átomos se conserva.

**Exemplos:**

- Queima do etanol:  
 $C_2H_5OH_{(l)} + 3O_{2(g)} \rightarrow 2CO_{2(g)} + 3H_2O_{(g)}$
- Ferrugem:  
 $2Fe_{(s)} + \frac{3}{2}O_{2(g)} + 3H_2O_{(l)} \rightarrow 2Fe(OH)_{3(s)}$
- Destruição do ozônio estratosférico:  
 $2O_{3(g)} \rightarrow 3O_{2(g)}$
- Fotossíntese:  
 $6CO_{2(g)} + 6H_2O_{(l)} \rightarrow C_6H_{12}O_{6(aq)} + 6O_{2(g)}$

## Fenômenos nucleares

São fenômenos em que nem mesmo átomos se conservam, isto é, os átomos mudam a sua identidade química (transmutação).

**Exemplos:**

- Decaimento alfa:  $^{210}Po \rightarrow ^{206}Pb + \alpha$
- Decaimento beta:  $^{137}Cs \rightarrow ^{137}Ba + \beta$
- Fusão nuclear:  $^2H + ^3H \rightarrow ^4He + n$

**OBSERVAÇÃO**

Os fenômenos biológicos são fenômenos físicos e / ou químicos que ocorrem nos seres vivos.

## LEITURA COMPLEMENTAR

### Propriedades gerais da matéria

Todo sistema apresenta propriedades que nos permitem classificá-lo como sistema material (matéria) ou como sistema não material.

As propriedades que nos permitem classificar um sistema como sistema material são denominadas propriedades gerais da matéria. Ou seja, são propriedades que todos os sistemas materiais – corpos – apresentam. Essas propriedades são: massa, extensão, impenetrabilidade, compressibilidade, elasticidade, divisibilidade e inércia.

#### Massa

Massa é a quantidade de matéria que forma um corpo.

#### Extensão

A extensão corresponde ao espaço ocupado, ao volume ou à dimensão de um corpo.

#### Impenetrabilidade

A impenetrabilidade corresponde à impossibilidade de dois corpos, ao mesmo tempo, ocuparem o mesmo lugar no espaço.

#### Compressibilidade

Compressibilidade é a capacidade de reduzir o volume de um corpo quando submetido a uma compressão.

#### Elasticidade

Elasticidade é a capacidade que os corpos sólidos apresentam de retornarem à sua forma inicial, quando deixa de atuar sobre eles uma força que promove deformação (distorção).

## Divisibilidade

Divisibilidade é a qualidade que os corpos apresentam de poderem ser divididos em porções cada vez menores, sem alterarem a sua constituição.

## Inércia

Inércia é a capacidade que um corpo apresenta de não poder, por si só, modificar a sua condição de movimento ou de repouso.

## Propriedades específicas da matéria

As propriedades que nos permitem distinguir uma espécie de matéria de outra são denominadas propriedades específicas da matéria.

As propriedades específicas podem ser propriedades físicas, químicas ou organolépticas.

## Propriedades físicas

São propriedades que caracterizam individualmente uma substância sem que haja alteração da composição dessa substância.

**Exemplos:** Temperatura de fusão, temperatura de ebulição, densidade, solubilidade, calor específico, etc.

## Propriedades químicas

São propriedades que caracterizam individualmente uma substância por meio da alteração da composição dessa substância.

**Exemplos:** Decomposição térmica do carbonato de cálcio, originando gás carbônico e óxido de cálcio; oxidação do ferro, originando a ferrugem, etc.

## Propriedades organolépticas

São propriedades que impressionam um dos cinco sentidos (olfato, visão, tato, audição e paladar).

**Exemplos:** Cor, sabor, odor, brilho, etc.

## Propriedades funcionais da matéria

As propriedades que nos permitem agrupar substâncias por apresentarem propriedades químicas semelhantes são denominadas propriedades funcionais da matéria.

**Exemplos:**

- Ácidos de Arrhenius são substâncias que, em contato com metais alcalinos e alcalinoterrosos, produzem sais e gás hidrogênio.
- Os compostos fenólicos são neutralizados por bases fortes, produzindo fenolatos e água.

## Propriedades extensivas da matéria

As propriedades que dependem das dimensões (tamanho ou extensão) dos corpos são denominadas extensivas.

**Exemplos:**

- Massa e volume: duas amostras de um mesmo material de tamanhos diferentes apresentam massas e volumes diferentes.

Outros exemplos de propriedades extensivas: quantidade de matéria em mols, área superficial, energia térmica, energia interna, entalpia, entropia, energia livre de Gibbs e corrente elétrica.

## Propriedades intensivas da matéria

As propriedades que não dependem das dimensões (tamanho ou extensão) dos corpos são denominadas intensivas.

**Exemplo:**

- Temperatura: duas amostras de tamanhos diferentes podem apresentar a mesma temperatura.

Outros exemplos de propriedades intensivas: pressão, pontos de fusão e de ebulição, concentração ( $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$ ) e viscosidade.

Algumas propriedades intensivas são derivadas (obtidas) de outras grandezas extensivas, por exemplo, a densidade.

Por definição, densidade é a razão entre a massa de uma amostra e o volume ocupado por ela. Matematicamente, essa definição é expressa por:

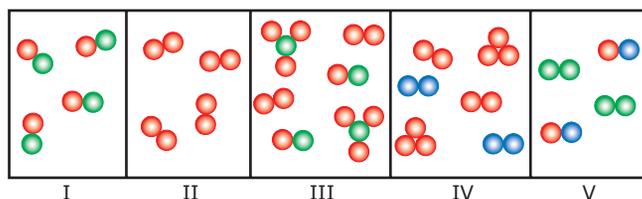
$$d = \frac{m}{V}$$

Como é possível duas propriedades extensivas, massa e volume, originarem uma propriedade intensiva, a densidade?

Quando dobramos a massa de uma amostra, dobramos também o volume dessa amostra e, portanto, a razão  $\frac{m}{V}$  permanece a mesma, independentemente dos valores individuais de massa e de volume.

## EXERCÍCIOS DE FIXAÇÃO

- 01.** Os itens a seguir são relativos a este esquema em que estão representados cinco sistemas (I a V), formados por moléculas constituídas por três tipos de átomo (A, B e C) representados por ,  e , respectivamente.



- Qual(is) desses sistemas é(são) substância(s) pura(s)?
- Qual(is) desses sistemas é(são) mistura(s)?
- Qual(is) desses sistemas é(são) substância(s) simples?
- Qual(is) desses sistemas é(são) substância(s) composta(s)?
- Qual o número de componentes de cada sistema?
- Qual o número de elementos que entram na composição de cada sistema?

- 02.** (UFRGS–2007) Na temperatura de 595 °C e na pressão de 43,1 atm, o fósforo apresenta o seguinte equilíbrio:



Esse sistema apresenta

- A) 1 componente e 2 fases.  
 B) 1 componente e 3 fases.  
 C) 3 componentes e 1 fase.  
 D) 3 componentes e 2 fases.  
 E) 3 componentes e 3 fases.
- 03.** (UNESP–2008) Uma amostra de água do Rio Tietê, que apresentava partículas em suspensão, foi submetida a processos de purificação, obtendo-se, ao final do tratamento, uma solução límpida e cristalina. Em relação às amostras de água antes e após o tratamento, podemos afirmar que correspondem, respectivamente, a
- A) substâncias composta e simples.  
 B) substâncias simples e composta.  
 C) misturas homogênea e heterogênea.  
 D) misturas heterogênea e homogênea.  
 E) mistura heterogênea e a substância simples.
- 04.** (UFU-MG–2007) Analise os processos a seguir. Marque aquele que **NÃO** representa uma transformação química.
- A) Oxidação de ferramenta  
 B) Queimada da floresta  
 C) Evaporação do álcool  
 D) Digestão de sanduíche
- 05.** (PUCPR–2010) Os fenômenos a seguir são exemplos de fenômenos químicos.
- I. O vinho, que é transformado em vinagre pela ação da bactéria *Acetobacter acetil*. O leite, que é transformado em coalhada pela a ação dos micro-organismos *Lactobacillus bulgaricus* e *Streptococcus thermophilus*.  
 II. A planta captura CO<sub>2</sub> da atmosfera e o transforma em seiva, liberando O<sub>2</sub>.  
 III. O processo de digestão dos alimentos.  
 IV. O ímã atrai a limalha de ferro sob a ação magnética.  
 V. É possível transformar o metal cobre em fios e em lâminas.
- A) Apenas as assertivas I e II estão corretas.  
 B) Apenas a assertiva I está correta.  
 C) Todas as assertivas estão corretas.  
 D) Apenas a assertiva II está correta.  
 E) Apenas as assertivas I, II e III estão corretas.

## EXERCÍCIOS PROPOSTOS

- 01.** (PUC Minas–2007) Considere os experimentos equacionados:

- I. Água → gás hidrogênio + gás oxigênio  
 II. Gelo → água líquida  
 III. Papel → gás carbônico + água  
 IV. Iodo<sub>(s)</sub> → iodo<sub>(g)</sub>  
 V. Vinho → vinagre  
 VI. Barra de ferro → ferrugem

Assinale os experimentos que representam fenômenos químicos.

- A) I, II, III e IV  
 B) I, III, V e VI  
 C) II, III, V e VI  
 D) I, IV, V e VI
- 02.** (PUC Minas) Considere as seguintes proposições.
- I. Não existe sistema polifásico formado de vários gases ou vapores.  
 II. A água é uma mistura de hidrogênio e oxigênio.  
 III. Todo sistema homogêneo é uma mistura homogênea.  
 IV. Existe sistema monofásico formado por vários sólidos.  
 V. Todo sistema polifásico é uma mistura heterogênea.
- São **VERDADEIRAS** as afirmações
- A) I, II e III.  
 B) I e II, apenas.  
 C) I e IV, apenas.  
 D) III, IV e V.

- 03.** (FCMMG) Colocando-se em um frasco quantidades iguais de álcool etílico e água destilada, teremos

- A) um sistema bifásico.  
 B) uma solução.  
 C) uma espécie química.  
 D) um sistema heterogêneo.  
 E) uma substância resultante.

- 04.** (FCMMG) Considere um sistema constituído de um copo tampado contendo uma dose de uísque com gelo.

Em relação a esse sistema, assinale a alternativa **INCORRETA**.

- A) A água é o componente comum a todas as fases.  
 B) A fase sólida contém, pelo menos, três componentes.  
 C) A fase líquida contém, pelo menos, três componentes.  
 D) A fase gasosa contém, pelo menos, três componentes.

- 05.** (UFAL–2010) A maioria dos materiais não são nem elementos puros nem compostos puros; são misturas de substâncias mais simples. Por exemplo, um medicamento, tal como xarope expectorante, é uma mistura de vários ingredientes formulados para conseguir um efeito biológico. Um sistema constituído por açúcar dissolvido em água, limalha de ferro, vapor-d'água e nitrogênio gasoso pode ser classificado como
- A) sistema heterogêneo com 4 fases e 3 componentes.  
 B) sistema homogêneo com 4 fases e 4 componentes.  
 C) sistema heterogêneo com 3 fases e 3 componentes.  
 D) sistema homogêneo com 3 fases e 4 componentes.  
 E) sistema heterogêneo com 3 fases e 4 componentes.
- 06.** (PUC Minas–2006) Assinale a afirmativa **INCORRETA**.
- A) Todas as amostras de uma substância pura têm a mesma composição e as mesmas propriedades.  
 B) Um composto é uma substância que pode ser decomposta, por meio de reações químicas, em substâncias mais simples.  
 C) Um exemplo de mistura homogênea é a preparada pela mistura de dois líquidos como etanol e água.  
 D) Um exemplo de mistura heterogênea é aquela preparada pela dissolução de um sólido como o cloreto de sódio em um líquido, como a água.
- 07.** (UEM-PR–2007) **INDIQUE**, entre as matérias ar, sulfato de cobre ( $\text{CuSO}_4$ ), mercúrio (Hg), arroz-doce, gasolina, cristais de iodo ( $\text{I}_2$ ), madeira e gás carbônico ( $\text{CO}_2$ ), dois exemplos de
- A) substâncias simples.  
 B) substâncias compostas.  
 C) misturas homogêneas.  
 D) misturas heterogêneas.
- 08.** (UNESP) A elevação da temperatura de um sistema produz, geralmente, alterações que podem ser interpretadas como sendo devidas a processos físicos ou químicos.
- Medicamentos, em especial na forma de soluções, devem ser mantidos em recipientes fechados e protegidos do calor para que se evite
- I. a evaporação de um ou mais de seus componentes;  
 II. a decomposição e conseqüente diminuição da quantidade do composto que constitui o princípio ativo;  
 III. a formação de compostos indesejáveis ou potencialmente prejudiciais à saúde.
- A cada um desses processos – (I), (II) e (III) – corresponde um tipo de transformação classificada, respectivamente, como
- A) física, física e química.  
 B) física, química e química.  
 C) química, física e física.  
 D) química, física e química.  
 E) química, química e física.
- 09.** (PUCPR) Os sistemas naturais mantêm parte de sua regulação por meio do desencadeamento de fenômenos físicos e químicos.
- Qual das situações a seguir corresponde a um fenômeno químico?
- A) Decomposição da matéria orgânica  
 B) Evaporação das águas de um lago  
 C) Chuva  
 D) Orvalho  
 E) Erosão
- 10.** (PUC Minas–2007) Considere os fatos representados a seguir:
- Um pedaço de isopor flutuando na água.
  - O açúcar se tornando caramelo quando aquecido acima do seu ponto de fusão.
  - O ferro se dissolvendo em ácido clorídrico com liberação de gás.
  - Um sal se dissolvendo quando colocado em um copo com água quente.
  - Um prego sendo atraído por um ímã.
- São fenômenos químicos
- A) 3 e 4.    B) 1, 3 e 5.    C) 2 e 3.    D) 2 e 4.
- 11.** (UFV-MG) Analise os itens seguintes:
- I. Aquecimento de uma mistura de água e sal de cozinha até a secura.  
 II. Fermentação do caldo de cana.  
 III. Adição de um comprimido efervescente em água, provocando a liberação de um gás.  
 IV. Digestão dos alimentos.  
 V. Adição de álcool em água.
- São fenômenos químicos apenas aqueles representados pelos itens
- A) II, III e IV.    C) II, III e V.    E) III, IV e V.  
 B) I, II e III.    D) I, III e V.
- 12.** (EFEI-MG) Quando uma substância muda de tamanho, forma, aparência ou volume, sem alterar sua composição, temos um fenômeno
- A) físico.  
 B) químico.  
 C) nuclear.  
 D) Todas as alternativas anteriores estão corretas.

## SEÇÃO ENEM

**01. Por que as crianças de peito não devem comer salsichas?**

O nitrato de potássio ( $\text{KNO}_3$ ), isto é, o salitre, é assim utilizado empiricamente desde a Idade Média, talvez até desde Roma. Em 1891, o biólogo M. Polenski mostrou que, na carne, bactérias o transformam em nitrito ( $\text{NO}_2^-$ ). Em 1929, observou-se que os nitritos inibem o desenvolvimento de bactérias. A descrição hoje está completa: a salgação, com o emprego do salitre, é um procedimento de conservação eficaz, porque os íons nitrato ( $\text{NO}_3^-$ ) do salitre são transformados em íons nitrito, que matam as bactérias.

Os nitritos reagem e formam nitrosaminas cancerígenas. As crianças de peito, sobretudo, não devem absorver nitritos, pois tais compostos são oxidantes: eles transformam a hemoglobina do sangue em meta-hemoglobina, que não transporta mais o oxigênio ( $\text{O}_2$ ). Os adultos possuem uma enzima chamada meta-hemoglobina reductase, que retransforma a meta-hemoglobina em hemoglobina, no entanto os bebês que mamam devem esperar antes de se entregarem às salsichas, carnes-secas, etc., pois ainda não têm a enzima de proteção.

THIS, Hervé. *Um cientista na cozinha*. Ed. Ática.

Considerando-se as informações do texto, conclui-se que

- A) as bactérias, ao transformarem nitrato em nitrito, estão realizando um fenômeno físico.
- B) a retransformação de meta-hemoglobina em hemoglobina corresponde a um fenômeno nuclear.
- C) o sangue é um sistema puro.
- D) o salitre é uma mistura heterogênea.
- E) o texto apresenta uma substância simples.

**02.** Muitos defendem a hipótese de que o homem descobriu o ferro no Período Neolítico (Idade da Pedra Polida), por volta de 6000 a 4000 anos a.C. Ele teria surgido por acaso, quando pedras de minério de ferro usadas para proteger uma fogueira, após aquecidas, se transformaram em bolinhas brilhantes.

Disponível em: <<http://www.acobrasil.org.br/site/portugues/aco/siderurgia-no-mundo--introducao.asp>>. Acesso em: 07 out. 2010.

O processo de obtenção do ferro no Período Neolítico

- A) envolvia o aquecimento de um sistema formado por um único tipo de elemento químico.
- B) formava um material com as mesmas propriedades do que o minério de ferro original.
- C) convertia ferro no estado sólido, denominado minério de ferro, em ferro líquido brilhante.
- D) é atualmente explicado: o calor da fogueira havia quebrado as pedras e derretido o minério.
- E) corresponde a um processo de rearranjo atômico que origina uma substância simples.

## GABARITO

## Fixação

- 01. A) I e II  
B) III, IV e V  
C) II  
D) I  
E) I) 1; II) 1; III) 3; IV) 3; V) 2  
F) I) 2; II) 1; III) 2; IV) 2; V) 3
- 02. B
- 03. D
- 04. C
- 05. E

## Propostos

- 01. B
- 02. C
- 03. B
- 04. B
- 05. E
- 06. D
- 07. A) Hg e  $\text{I}_2$   
B)  $\text{CuSO}_4$  e  $\text{CO}_2$   
C) Ar e gasolina  
D) Arroz-doce e madeira
- 08. B
- 09. A
- 10. C
- 11. A
- 12. A

## Seção Enem

- 01. E
- 02. E

# QUÍMICA

## Mudanças de estado físico e densidade

MÓDULO  
02

FRENTE  
A

### ESTADOS FÍSICOS

Na natureza, a matéria pode apresentar-se em três estados físicos: sólido, líquido e gasoso.

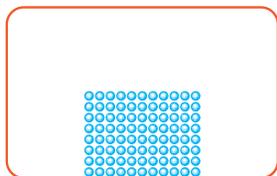


#### O estado sólido

No estado sólido, as partículas que o formam estão bem próximas umas das outras, formando redes (conjunto de partículas que estão conectadas umas as outras) de longa extensão. Essas partículas possuem apenas movimento vibracional (oscilam entorno de um ponto de equilíbrio), o que confere a esse estado forma e volume definidos, bem como alta organização.

No estado sólido, as partículas vibram com baixas velocidades, possuindo assim, baixa energia cinética. Como as forças de atração entre as partículas são altas, esse é o estado de menor energia interna.

**Esquema:**



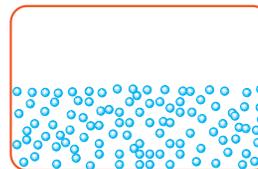
#### O estado líquido

No estado líquido, as partículas estão um pouco mais afastadas do que no estado sólido, efetuando movimentos vibracionais, rotacionais e translacionais de curto alcance à velocidade e à energia cinética medianas.

A presença de movimentos translacionais confere ao estado líquido forma variável. A grande proximidade entre as partículas torna um líquido praticamente incompressível, pois é necessária uma pressão muito elevada para produzir uma redução de volume muito pequena.

Como a energia cinética e as forças de atração entre essas partículas são medianas, o estado líquido apresenta energia interna mediana.

**Esquema:**



#### O estado gasoso

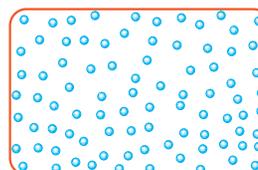
As partículas que formam o estado gasoso estão totalmente afastadas e apresentam grande movimentação (têm movimento vibracional, rotacional e translacional).

As forças de atração entre suas partículas são baixas, conferindo a esse estado um alto grau de desordem, pois uma partícula se movimenta independentemente de suas vizinhas.

O estado gasoso é bastante diferente dos demais, possuindo forma e volume variáveis; os gases tomam a forma e o volume do recipiente que os contém. Um sistema gasoso apresenta altas compressibilidade e dilatabilidade, porque suas partículas estão distantes e podem ser aproximadas ou afastadas com facilidade.

Praticamente toda a energia das partículas gasosas é energia cinética, pois as forças de atração entre suas partículas são baixas. Contudo, a energia interna do estado gasoso é maior que a dos estados sólido e líquido.

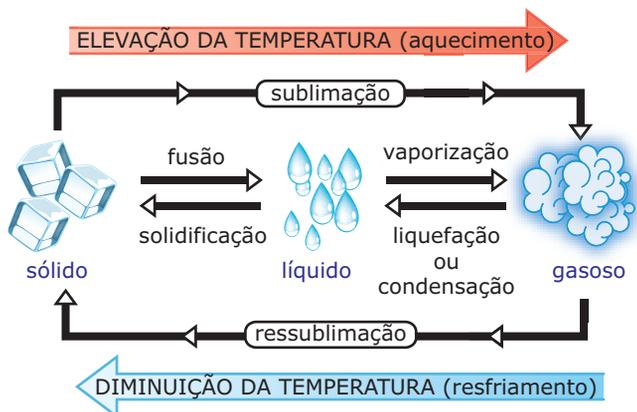
**Esquema:**



O estado gasoso é dividido em duas fases, a fase vapor e a fase gás. Apenas o vapor pode ser transformado em líquido pelo aumento da pressão do sistema sob temperatura constante.

## MUDANÇAS DE ESTADO FÍSICO

Os três estados físicos podem ser convertidos uns nos outros, simplesmente aquecendo-os ou resfriando-os ou, ainda, alterando a pressão do sistema.



As mudanças de estado físico fusão, vaporização e sublimação ocorrem com ruptura de interações atrativas entre as partículas. Já as mudanças de estado físico solidificação, liquefação ou condensação e ressublimação ocorrem com a formação de interações atrativas entre as partículas.

### OBSERVAÇÕES

- Liquefação é o processo de transformação do gás para o líquido, enquanto a condensação é o processo de transformação do vapor para o líquido.
- O iodo é um sólido de cor marrom avioletado que, ao ser aquecido, passa diretamente do estado sólido para o estado gasoso (sublimação). Porém, se recolhermos esse gás em uma superfície fria, o iodo retornará ao estado sólido, o que caracteriza a ressublimação ou a sublimação apenas ( $G \rightarrow S$ ).
- A vaporização pode ser dividida em:
  - Evaporação:** É um processo natural, lento e espontâneo, à temperatura ambiente. Nesse processo, a temperatura do líquido é inferior à sua temperatura de ebulição.  
**Exemplo:** Uma roupa no varal seca, pois a água nela contida evapora.
  - Ebulição:** Processo rápido e, normalmente, não espontâneo para as substâncias na fase líquida, à temperatura e pressão ambientes. Ocorre em toda massa líquida, com a formação e desprendimento de bolhas.  
**Exemplo:** Água líquida necessita de aquecimento para passar ao estado de vapor (ferver).
  - Calefação:** É o processo de ebulição realizado sob aquecimento excessivo. Nesse processo, a temperatura do líquido é superior à temperatura de ebulição.  
**Exemplo:** Uma gota-d'água sendo jogada em uma panela muito quente.
- Alguns autores denominam a ressublimação de sublimação inversa ou simplesmente sublimação.

## Temperaturas de mudança de estado

### A) Temperatura de fusão (T.F.)

É a temperatura em que uma amostra passa do estado sólido para o estado líquido.

**Exemplo:** Ao nível do mar, a água entra em fusão a  $0\text{ }^\circ\text{C}$ .

### B) Temperatura de ebulição (T.E.)

É a temperatura em que uma amostra faz a transição entre o estado líquido e o gasoso.

**Exemplo:** Ao nível do mar, a água entra em ebulição a  $100\text{ }^\circ\text{C}$ .

Você deve estar se perguntando: por que ao nível do mar? Porque as T.F. e T.E. são alteradas com o aumento da altitude.

**Exemplo:** Belo Horizonte está a 900 m acima do nível do mar, e, assim, a T.E. da água é  $98,5\text{ }^\circ\text{C}$ , e não  $100\text{ }^\circ\text{C}$ , como em Vitória-ES, que se encontra no nível do mar.

Conhecendo as T.F. e T.E. de uma substância, sabemos qual o seu estado físico na temperatura ambiente e em qualquer outra temperatura.

Chamando de T.A. a temperatura ambiente, temos:

$T.A. < T.F. < T.E. \Rightarrow$  sólido

$T.F. < T.A. < T.E. \Rightarrow$  líquido

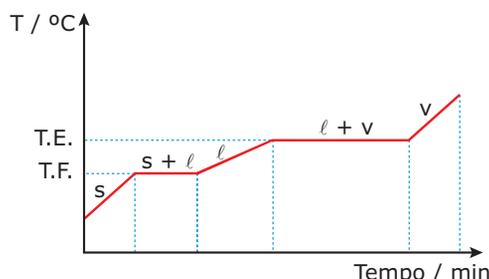
$T.F. < T.E. < T.A. \Rightarrow$  gasoso

## CURVAS DE AQUECIMENTO

Uma curva de aquecimento é um gráfico de temperatura *versus* tempo. Pela sua análise, podemos diferenciar as substâncias puras das misturas.

Ao aquecermos, ao nível do mar, um cubo de gelo, verificamos que a  $0\text{ }^\circ\text{C}$  ele começa a derreter, e, enquanto existir um pedaço de gelo, por mínimo que seja, a temperatura permanece constante. Se continuarmos a aquecer até  $100\text{ }^\circ\text{C}$ , a água líquida começa a se transformar em vapor, e, também nesse ponto, a temperatura permanecerá constante enquanto existir uma gota do líquido. Dessa forma, dizemos que uma substância pura possui T.F. e T.E. constantes, o que não acontece se aquecermos uma mistura.

### Curva de aquecimento de uma substância pura



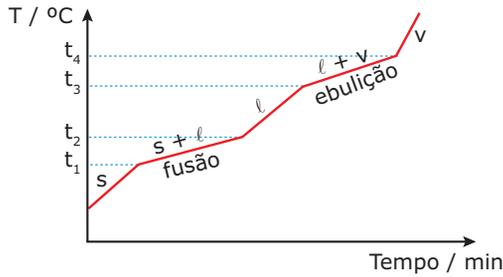
s = fase sólida

l = fase líquida

v = fase vapor

No caso particular da água: T.F. =  $0\text{ }^\circ\text{C}$  e T.E. =  $100\text{ }^\circ\text{C}$

Curva de aquecimento de uma solução



- $t_1$  = temperatura no início da fusão
- $t_2$  = temperatura no final da fusão
- $t_3$  = temperatura no início da ebulição
- $t_4$  = temperatura no final da ebulição

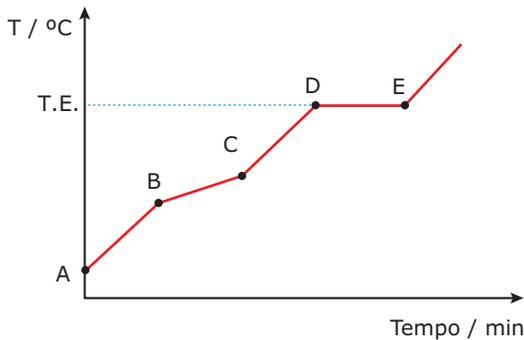
O intervalo de fusão dessa mistura variou da temperatura  $t_1$  até a temperatura  $t_2$ , e o intervalo de ebulição da temperatura  $t_3$ , até a temperatura  $t_4$ .

## Mistura azeotrópica

É uma mistura especial que possui a T.E. constante; porém, a T.F. variável.

**Exemplo:** 96% álcool e 4% de água.

Curva de aquecimento de uma mistura azeotrópica



- B = início da fusão
- C = término da fusão
- D = E = temperatura de ebulição

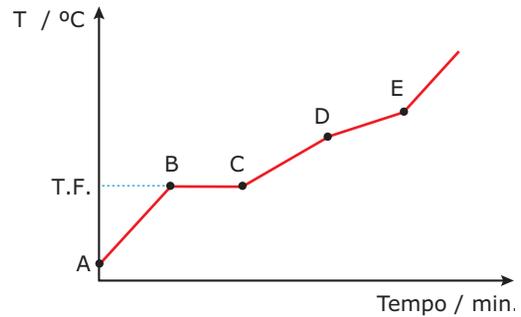
Verificamos que a temperatura de ebulição da mistura permaneceu constante, enquanto houve uma variação em sua temperatura de fusão.

## Mistura eutética

É uma mistura especial que possui a T.F. constante; porém, a T.E. variável.

**Exemplo:** Liga metálica de Pb / Sb, 88% chumbo e 12% antimônio.

Curva de aquecimento de uma mistura eutética



- B = C = temperatura de fusão
- D = início da ebulição
- E = término da ebulição

Verificamos que a temperatura de fusão da mistura permaneceu constante, enquanto houve uma variação em sua temperatura de ebulição.

### OBSERVAÇÃO

Uma mistura não poderá ser azeotrópica e eutética ao mesmo tempo.

## DIAGRAMAS DE FASES

As curvas de aquecimento permitem prever o estado físico mais estável de um material em qualquer temperatura a uma dada pressão, geralmente 1 atm. Os diagramas de fases permitem conhecer a fase termodinamicamente mais estável de uma substância pura em qualquer condição de temperatura e de pressão. As curvas que separam as regiões correspondentes a essas fases são denominadas curvas de equilíbrio, e mostram os valores de pressão e de temperatura nos quais as duas fases coexistem em equilíbrio.

Para melhor interpretação dos diagramas de fases, definiremos ponto triplo, ponto crítico e fluido supercrítico.

**$P_3$  – Ponto triplo:** Ponto que indica as condições de pressão e temperatura para que no sistema coexistam as fases sólida, líquida e gasosa, em equilíbrio.

**$P_c$  – Ponto crítico:** Ponto que indica os valores de pressão e de temperatura críticos. Um sistema que apresenta os valores de pressão e de temperatura acima dos valores do ponto crítico é denominado **fluido supercrítico**.

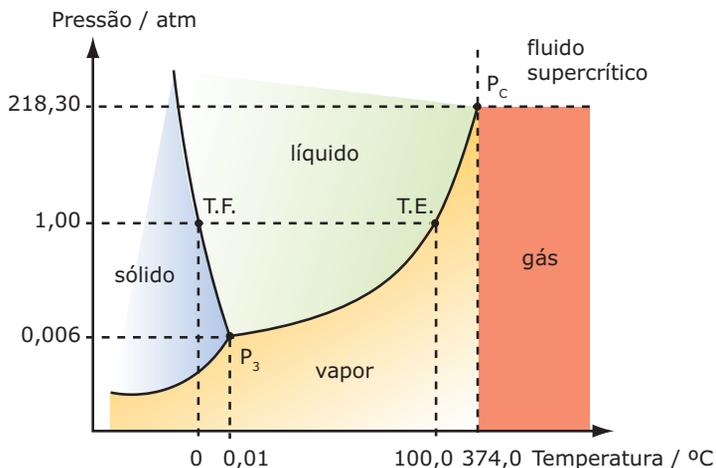
Quando aquecemos um líquido, ocorrem dois processos:

- A)** Aumento da vaporização do líquido, o que aumenta a quantidade de vapor acima de sua superfície. Isto corresponde a um aumento da densidade da fase gasosa.
- B)** Dilatação do líquido, o que aumenta o volume do líquido, diminuindo a sua densidade.

Quando as fases líquida e gasosa, em equilíbrio, apresentam a mesma densidade, formando um sistema homogêneo, não sendo mais possível a distinção entre as duas fases, ocorre a formação do fluido supercrítico.

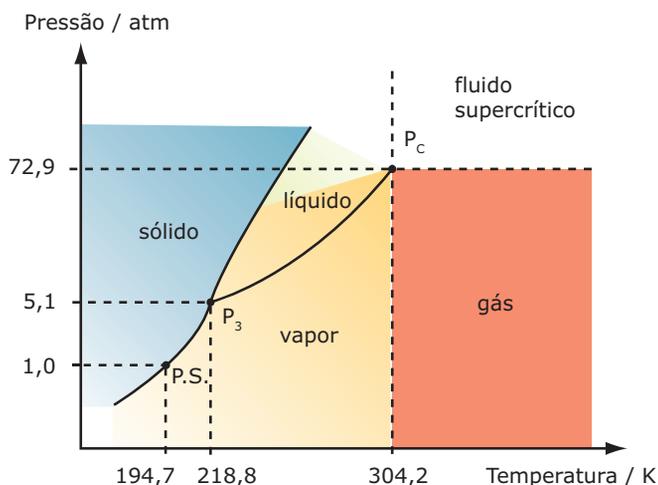
Temperatura crítica é a temperatura acima da qual uma substância não pode existir como um líquido, independentemente do valor da pressão. A pressão de vapor de um líquido na temperatura crítica é denominada pressão crítica.

**Diagrama de fases da água**



$P_3$  = ponto triplo  
 T.F. = temperatura de fusão normal  
 T.E. = temperatura de ebulição normal  
 $P_c$  = ponto crítico

**Diagrama de fases do dióxido de carbono**



$P_3$  = ponto triplo  
 P.S. = temperatura de sublimação normal  
 $P_c$  = ponto crítico

**OBSERVAÇÕES**

1. A água apresenta um comportamento anômalo. Quando aumentamos a pressão, sua temperatura de fusão diminui.
2. A fase vapor existe em temperaturas mais baixas que a temperatura crítica, enquanto o gás existe em temperaturas acima desta, ambas abaixo da pressão crítica.

**DENSIDADE**

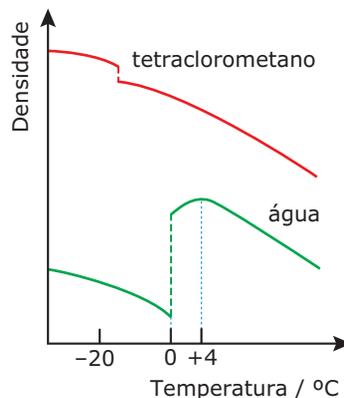
É o quociente entre a massa de um corpo e o volume por ele ocupado.

$$\text{densidade} = \frac{\text{massa}}{\text{volume}}$$

Em geral, sistemas diferentes que ocupam o mesmo volume apresentam massas diferentes. Por exemplo, um certo volume de chumbo possui maior massa que o mesmo volume de madeira. Dizemos, então, que o chumbo é mais denso que a madeira.

Quando medimos a densidade de uma mistura, verificamos que a mesma varia em função de sua constituição. A densidade de uma substância pura é sempre constante, a uma dada temperatura.

O gráfico a seguir representa a variação da densidade da água e do tetraclorometano com a temperatura. Note que o gelo é menos compacto que a água no seu ponto de congelamento, e que a água tem sua densidade máxima a 4 °C.



**COMO DIFERENCIAR UMA SUBSTÂNCIA PURA DE UMA MISTURA?**

Substância pura é todo material que se caracteriza por apresentar

- composição fixa;
- propriedades constantes, tais como, densidade, temperatura de fusão, temperatura de ebulição, etc.

**Exemplo:** Água (pura).

Água	
<b>Composição</b>	11,11% de H e 88,89% de O (em massa)
<b>T.F.</b>	0 °C (1 atm)
<b>T.E.</b>	100 °C (1 atm)
<b>Densidade</b>	1 g.mL <sup>-1</sup> (4 °C)

Dessa forma, iremos utilizar tais propriedades para diferenciar um sistema puro de uma mistura.

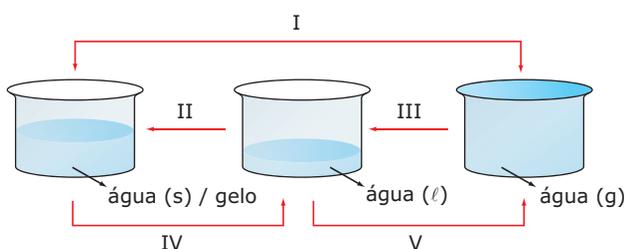
Assim, não existe água (pura) com composição diferente de 11,11% de H e 88,89% de O, em massa.

Por outro lado, não existe água (pura) com T.F., T.E. e densidade diferentes das mencionadas anteriormente (nas mesmas condições).

Como as substâncias puras têm densidade, T.F., T.E. e outras propriedades invariáveis, essas propriedades são usadas na prática para verificar se um dado material é substância pura ou não. Assim, para verificar se uma amostra de água é pura, podemos determinar a sua densidade (1 g.mL<sup>-1</sup>, a 4 °C) ou a sua T.F. (0 °C, a 1 atm) ou a sua T.E. (100 °C, a 1 atm). Se os valores encontrados experimentalmente forem iguais aos mencionados anteriormente, concluímos que a amostra é de substância pura, caso contrário, a amostra não é de água pura.

## EXERCÍCIOS DE FIXAÇÃO

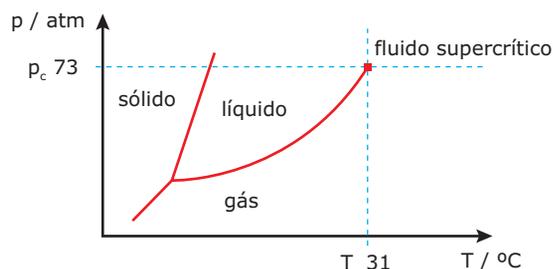
**01.** (UnB-DF) Considere quantidades iguais de água nos três estados físicos (s = sólido; ℓ = líquido; g = gasoso) relacionados no esquema a seguir:



Julgue os itens.

- ( ) O processo I é denominado condensação.
- ( ) O processo II envolve absorção de energia.
- ( ) O processo III é acompanhado por uma diminuição de densidade.
- ( ) O processo IV é denominado vaporização.
- ( ) Um aumento de pressão sob temperatura constante provocaria igual decréscimo de volume de água líquida e gasosa.
- ( ) O vapor-d'água está em um estado menos energético do que a água líquida e sólida.

**02.** (ENADE) A densidade dos fluidos supercríticos é da mesma ordem de grandeza da densidade dos líquidos, enquanto sua viscosidade e sua difusibilidade são maiores que a dos gases, porém menores que a dos líquidos. É bastante promissora a substituição de solventes orgânicos por CO<sub>2</sub> supercrítico em extrações. O ponto triplo no diagrama de fases do CO<sub>2</sub>, bem como sua região supercrítica, são apresentados no diagrama mostrado a seguir:



Considerando as informações contidas no diagrama de fases do CO<sub>2</sub>, analise as afirmações a seguir:

- I. As fases sólida, líquida e gasosa encontram-se em equilíbrio no ponto triplo.
- II. As fases líquida e gasosa encontram-se em equilíbrio na região supercrítica.
- III. Em temperaturas acima de 31 °C, não será possível liquefazer o CO<sub>2</sub> supercrítico por compressão.
- IV. Em pressões acima de 73 atm, o CO<sub>2</sub> só será encontrado no estado sólido.

São **CORRETAS** apenas as afirmações

- A) I e II.                      C) I e IV.                      E) II e IV.
- B) I e III.                      D) II e III.

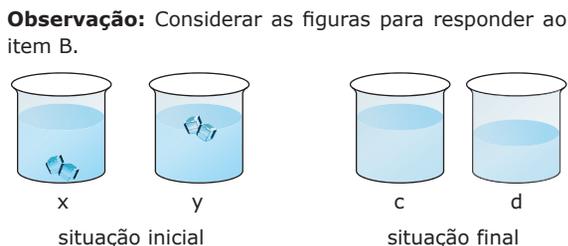
**03.** (UFMG) A tabela a seguir contém propriedades de algumas substâncias.

Substância	T.F. / °C	T.E. / °C	d / g.mL <sup>-1</sup>	Solubilidade em água
Glicerina	20	290	1,26	muito solúvel
Eugenol	-7,5	253	1,07	insolúvel
Etanotiol	-144	35	0,839	pouco solúvel

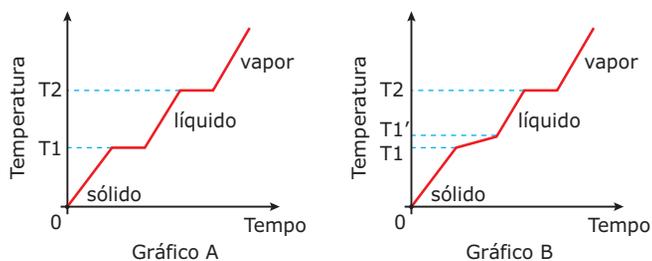
Com base nos dados da tabela, é possível concluir que todas as alternativas a seguir estão corretas, **EXCETO**

- A) A mistura eugenol-glicerina pode ser separada por adição de água.
- B) Numa mistura de água e glicerina, a água é o sobrenadante.
- C) Um litro de glicerina pesa tanto quanto 1,26 litro de água.
- D) O etanotiol é um líquido mais volátil do que a água.
- E) Num dia muito frio, a glicerina é um sólido.

- 04.** (Unicamp-SP-2008) Depois das 19 horas, os convidados começaram a chegar. Dina os recepcionava no bar, onde havia dois baldes: um deles com gelo e o outro com gelo seco. Dina bradava aos quatro cantos: "Isto faz a festa tornar-se mais química, já que esses sólidos serão usados para resfriar as bebidas!" Para cada bebida, Estrondosa escolhia o sólido mais apropriado. Curiosamente, alguém pediu duas doses iguais de uísque, uma com gelo e outra com gelo seco, mas colocou os copos em uma mesa e não consumiu as bebidas. Passado um certo tempo, um colega de faculdade resolveu verificar se Dina ainda era a "sabichona" de antigamente, e foi logo perguntando:
- A) "Esses sólidos, quando colocados nas bebidas, sofrem transformações. Que nomes são dados para essas duas transformações? E por que essas transformações fazem com que as bebidas se resfriem?"
- B) "Dina, veja essas figuras e pense naqueles dois copos de uísque que nosso amigo não bebeu. Qual copo, da situação inicial, corresponde ao copo da situação final? Em algum dos copos, a concentração final de álcool ficou diferente da concentração inicial? Por quê?"



- 05.** (UEL-PR) Propriedades físicas como densidade, ponto de fusão e ponto de ebulição são importantes para identificar e diferenciar quando um sistema é composto de uma substância pura ou por uma mistura. Analise os gráficos a seguir, que representam mudanças de estado físico.

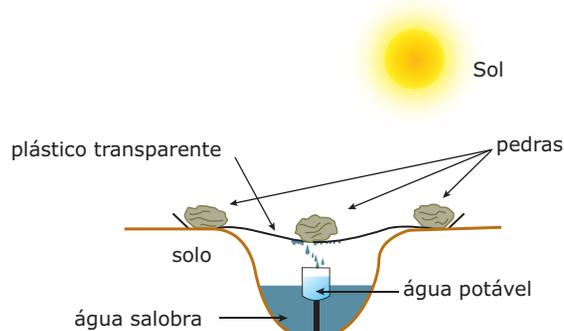


Em relação às mudanças de estado físico, é **CORRETO** afirmar:

- A) O segmento T1-T1' no gráfico B caracteriza uma substância pura.
- B) O gráfico A representa a mudança de estado físico de uma mistura eutética.
- C) O gráfico B representa a mudança de estado físico de uma mistura azeotrópica.
- D) O gráfico A representa a mudança de estado físico de uma mistura trifásica.
- E) O gráfico B representa a mudança de estado físico de uma mistura que apresenta ponto de ebulição não definido.

## EXERCÍCIOS PROPOSTOS

- 01.** (PUC Minas-2006) Qual dos seguintes estados é o mais desordenado?
- A) Gás próximo à temperatura de condensação.
- B) Líquido próximo ao ponto de ebulição.
- C) Sólido próximo ao ponto de fusão.
- D) Líquido próximo ao ponto de congelamento.
- 02.** (Unicamp-SP) A figura a seguir mostra o esquema de um processo usado para a obtenção de água potável a partir de água salobra (que contém alta concentração de sais). Este "aparelho" improvisado é usado em regiões desérticas.



- A) Que mudanças de estado ocorrem com a água, dentro do "aparelho"?
- B) Onde, dentro do "aparelho", ocorrem essas mudanças?
- C) Qual dessas mudanças absorve energia, e de onde esta energia provém?

- 03.** (UFF-RJ-2008) Joseph Cory, do Instituto Technion de Israel, montou um equipamento que consiste em uma série de painéis plásticos que coletam o orvalho noturno e o armazenam num depósito situado na base do coletor. Um coletor de 30 m<sup>2</sup> captura até 48 L de água potável por dia. Dependendo do número de coletores, é possível produzir H<sub>2</sub>O suficiente para comunidades que vivem em lugares muito secos ou em áreas poluídas. A inspiração de Joseph foi baseada nas folhas das plantas, as quais possuem uma superfície natural de "coleta" do orvalho noturno.

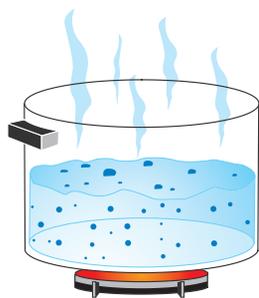
É **CORRETO** afirmar que a formação do orvalho resulta de

- I. uma mudança de estado físico chamada condensação.
- II. uma transformação química chamada sublimação.
- III. uma transformação físico-química denominada oxirredução.
- IV. uma transformação química chamada vaporização.
- V. uma mudança de estado físico chamada sublimação.

Está(ão) **CORRETA(S)** a(s) afirmativa(s)

- A) I, II e IV, apenas.                      D) V, apenas.
- B) I e III, apenas.                         E) II e IV, apenas.
- C) I, apenas.

04. (UFMG) A figura representa um sistema constituído de água em ebulição.



Todas as seguintes afirmativas relacionadas à situação representada estão corretas, **EXCETO**

- A) A vaporização é um processo endotérmico.  
 B) As bolhas formadas no interior do líquido são constituídas de vapor-d'água.  
 C) O sistema apresenta água líquida em equilíbrio com vapor-d'água.  
 D) Um grande número de moléculas está passando do estado líquido para o gasoso.
05. (Unimontes-MG-2006) O ciclo hidrológico a seguir representa, de forma simplificada, como a água se movimenta de um meio para outro na Terra, por meio de mecanismos, como precipitação, escoamento superficial, infiltração e evapotranspiração.



Em relação aos mecanismos de transferência de água, está **INCORRETO**:

- A) A precipitação forma-se a partir da condensação dos vapores de água na forma de gotículas.  
 B) A transferência de água superficial do estado líquido para o gasoso independe da temperatura.  
 C) A quantidade de água que esco superficialmente depende da capacidade de infiltração do solo.  
 D) A alimentação dos rios em períodos secos é favorecida quando o solo é coberto com vegetação.

06. (UFSM-RS) Para acelerar o processo de evaporação na secagem de grãos, utiliza-se um jato de ar a uma temperatura mais elevada do que a do meio ambiente. Então, sobre o processo de evaporação, é possível afirmar.
- I. Ocorre a qualquer temperatura e é tanto mais rápido quanto mais elevada a temperatura do líquido.  
 II. Fica mais rápido se o vapor do líquido é removido das proximidades do líquido restante.  
 III. A quantidade de líquido evaporada por unidade de tempo independe da área da superfície livre do líquido.

Está(ão) **CORRETA(S)**

- A) apenas I. D) apenas II e III.  
 B) apenas I e II. E) I, II e III.  
 C) apenas III.
07. (UFJF-MG) Atualmente, é comum encontrar, nas prateleiras de supermercados, alimentos desidratados, isto é, isentos de água em sua composição. O processo utilizado na desidratação dos alimentos é a liofilização. A liofilização consiste em congelar o alimento a uma temperatura de  $-197\text{ }^{\circ}\text{C}$  e depois submeter o alimento congelado a pressões muito baixas. Na temperatura de  $-197\text{ }^{\circ}\text{C}$ , a água contida no alimento encontra-se no estado sólido e, com o abaixamento de pressão, passa diretamente para o estado de vapor, sendo então eliminada. Assinale a afirmação **CORRETA**.
- A) No processo de liofilização, a água passa por uma transformação química, produzindo  $\text{H}_2$  e  $\text{O}_2$ , que são gases.  
 B) No processo de liofilização, a água passa por um processo físico conhecido como evaporação.  
 C) No processo de liofilização, o alimento sofre decomposição, perdendo água.  
 D) No processo de liofilização, a água sofre decomposição.  
 E) No processo de liofilização, a água passa por uma transformação física denominada sublimação.

08. (PUC Minas-2007) Considere o quadro a seguir, que apresenta algumas substâncias e suas respectivas temperaturas de fusão (T.F.) e de ebulição (T.E.), ao nível do mar.

Substância	T.F. / $^{\circ}\text{C}$	T.E. / $^{\circ}\text{C}$
Água	0	100,0
Clorofórmio	-63,0	62,3
Hidróxido de sódio	318,6	1 389,0
Ácido acético	16,7	118,1

Considerando-se esses dados, é **INCORRETO** afirmar:

- A) O clorofórmio a  $70\text{ }^{\circ}\text{C}$  é gasoso.  
 B) A  $85\text{ }^{\circ}\text{C}$ , o hidróxido de sódio é sólido.  
 C) A  $25\text{ }^{\circ}\text{C}$ , duas das substâncias são líquidas.  
 D) A substância mais volátil é o clorofórmio.

**09.** (Fatec-SP-2006) Duas amostras de naftalina, uma de 20,0 g (amostra A) e outra de 40,0 g (amostra B), foram colocadas em tubos de ensaio separados, para serem submetidas à fusão. Ambas as amostras foram aquecidas por uma mesma fonte de calor. No decorrer do aquecimento de cada uma delas, as temperaturas foram anotadas de 30 em 30 segundos.

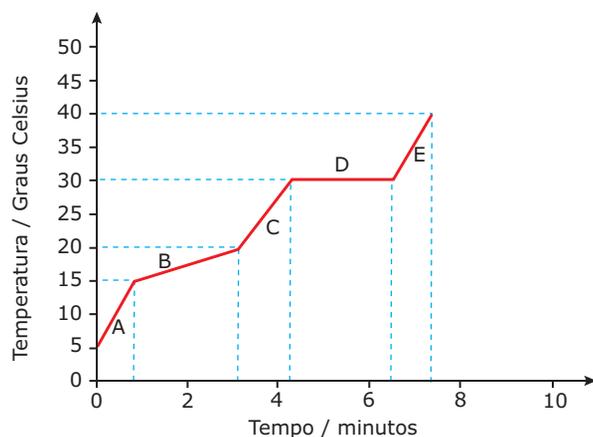
Um estudante, considerando tal procedimento, fez as seguintes previsões:

- I. A fusão da amostra A deve ocorrer a temperatura mais baixa do que a da amostra B.
- II. A temperatura de fusão da amostra B deve ser o dobro da temperatura de fusão da amostra A.
- III. A amostra A alcançará a temperatura de fusão num tempo menor que a amostra B.
- IV. Ambas as amostras devem entrar em fusão à mesma temperatura.

É **CORRETO** o que se afirma apenas em

- A) I.
- B) II.
- C) III.
- D) II e III.
- E) III e IV.

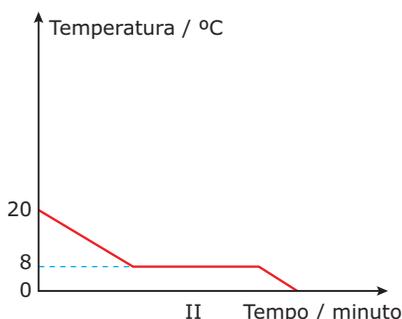
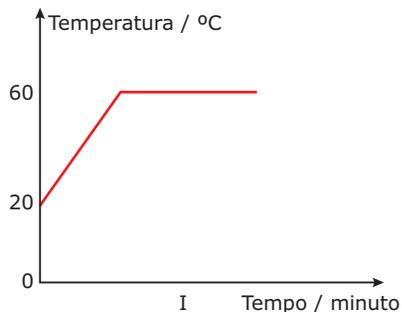
**10.** (UFU-MG-2008) O gráfico a seguir representa a curva de aquecimento de uma substância à pressão constante de 1 atm.



Pede-se:

- A) Quais são os estados físicos dessa substância indicados pelas letras A, C e E?
- B) **EXPLIQUE** o fenômeno que ocorre na região indicada pela letra D.
- C) Qual é o ponto de ebulição dessa substância em °C?
- D) Qual é o intervalo de temperatura em °C no qual estará o ponto de fusão dessa substância?

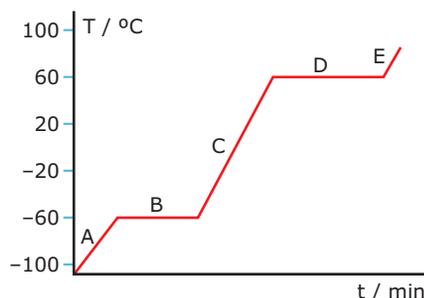
**11.** (UFMT) Os gráficos I e II representam, respectivamente, o processo de aquecimento e o de resfriamento da amostra de um líquido.



Com base na análise dos gráficos, pode-se concluir que

- A) trata-se de uma mistura de duas substâncias.
- B) a 8 °C a amostra coexiste nos estados físicos líquido e sólido.
- C) o ponto de ebulição do líquido é 20 °C.
- D) a 0 °C a amostra encontra-se no estado líquido.
- E) ocorrendo variação da pressão atmosférica, o gráfico I permanecerá inalterado.

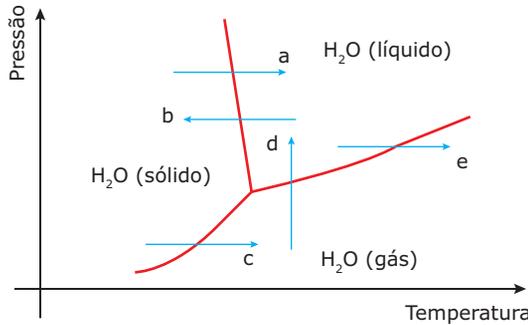
**12.** (UFAC-2010) O gráfico a seguir mostra a curva de aquecimento para o clorofórmio, usualmente utilizado como solvente para lipídeos.



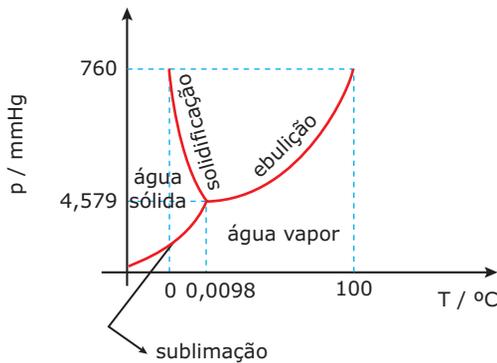
Analisando a curva, observa-se que: (a) a temperatura de fusão; (b) a temperatura de ebulição; (c) o estado físico do clorofórmio nos segmentos A e D, são respectivamente

- A) 60 °C, -60 °C, sólido e gás.
- B) -60 °C, 60 °C, sólido e líquido.
- C) -60 °C, 60 °C, sólido e mudança de líquido para gás.
- D) 60 °C, -60 °C, líquido e gás.
- E) -60 °C, 60 °C, líquido e mudança de líquido para gás.

13. (FUVEST-SP) Acredita-se que os cometas sejam “bolas de gelo” que, ao se aproximarem do Sol, volatilizam parcialmente à baixa pressão do espaço. Qual das flechas do diagrama a seguir corresponde à transformação citada?

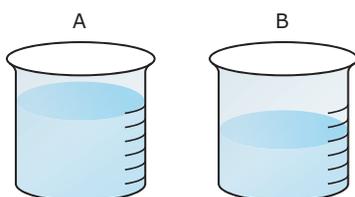


14. (UnB-DF) O gráfico a seguir mostra o diagrama de fases para a água.

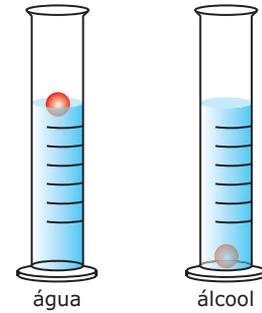


Julgue os itens seguintes:

- ( ) No ponto triplo, as fases da água – sólida, líquida e gasosa – coexistem em equilíbrio.
  - ( ) Para pressões abaixo de 4,579 mmHg e para temperaturas superiores a 0,01 °C, a água encontra-se na fase líquida.
  - ( ) O aumento da temperatura acarreta a diminuição na pressão de vapor da água.
  - ( ) A vaporização é um processo exotérmico.
  - ( ) Em madrugadas frias, o vapor-d’água presente na atmosfera liquefaz-se, formando gotículas de água que constituem o orvalho. Na transformação de vapor-d’água em orvalho, ocorre formação de ligações intermoleculares.
15. (Unicamp-SP) Dois frascos idênticos estão esquematizados a seguir. Um deles contém uma certa massa de água (H<sub>2</sub>O) e o outro, a mesma massa de álcool (CH<sub>3</sub>CH<sub>2</sub>OH).



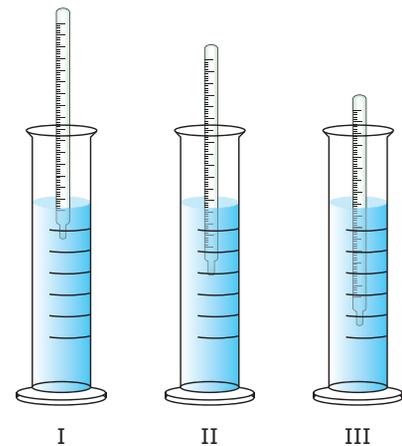
Usando-se uma bolinha de densidade adequada, fez-se o seguinte experimento.



- A) Qual das substâncias está no frasco **A** e qual está no frasco **B**? **JUSTIFIQUE** sua resposta.
- B) Considerando a massa das substâncias contidas nos frascos **A** e **B**, qual contém maior quantidade de átomos? **EXPLIQUE** sua resposta.

16. (UFMG) Os desenhos a seguir ilustram experiências em que medidores de densidade, de características iguais, foram mergulhados em provetas contendo 100 mL de três líquidos mantidos à mesma temperatura.

Densidades: álcool = 0,80 g.cm<sup>-3</sup>; água = 1,0 g.cm<sup>-3</sup>; tetracloreto de carbono = 1,6 g.cm<sup>-3</sup>



Com relação às experiências descritas, a afirmativa **CERTA** é:

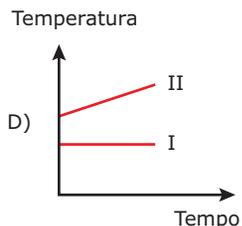
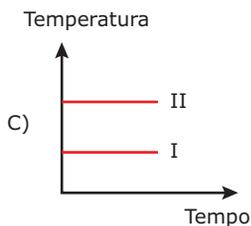
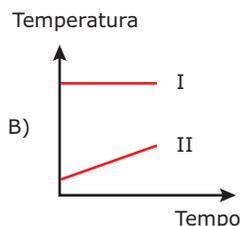
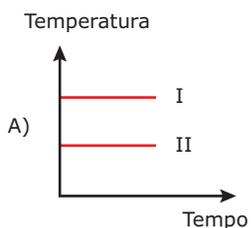
- A) A proveta III contém tetracloreto de carbono.
- B) O líquido na proveta III tem massa duas vezes maior do que a do líquido na proveta I.
- C) A posição de cada densímetro será a mesma numa outra temperatura.
- D) 50 cm<sup>3</sup> de qualquer um dos três líquidos têm a metade da massa correspondente a 100 cm<sup>3</sup>.
- E) A adição de açúcar à proveta com água provoca o afundamento do densímetro.

17. (FUVEST-SP) Qual dos seguintes procedimentos é o mais indicado quando se quer distinguir entre uma porção de água destilada e uma solução de água açucarada, sem experimentar o gosto?

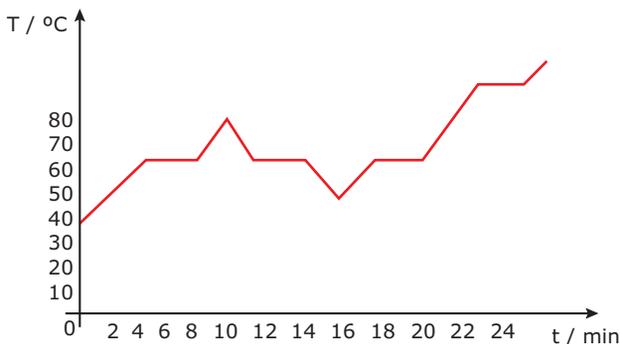
- A) Filtrar os líquidos.
- B) Determinar a densidade.
- C) Medir a condutividade elétrica.
- D) Usar papel tornassol.
- E) Decantar os líquidos.

18. (UFMG-2006) Dois recipientes abertos contêm: um, água pura (I) e, o outro, água salgada (II). Esses dois líquidos são aquecidos até a ebulição e, a partir desse momento, mede-se a temperatura do vapor desprendido.

Considerando essas informações, assinale a alternativa cujo gráfico **MELHOR** representa o comportamento da temperatura em função do tempo durante a ebulição.



19. (FMTM-MG) Uma amostra de um sólido branco foi colocada em um tubo de ensaio e, durante seu aquecimento, observou-se a formação de um líquido. A seguir, o tubo foi colocado em um recipiente com água e com gelo, e foi novamente aquecido até ficar vazio. A temperatura da amostra foi medida em intervalos de tempos iguais, e os dados obtidos foram utilizados para construir o diagrama a seguir:



Pelo estudo do diagrama, pode-se afirmar que ele representa as curvas de aquecimento e de resfriamento de uma

- A) mistura homogênea.
- B) mistura heterogênea.
- C) mistura azeotrópica.
- D) substância pura.
- E) mistura eutética.

20. (UFSCar-SP-2006) Considere os seguintes dados obtidos sobre propriedades de amostras de alguns materiais.

Matéria	Massa / g	Volume / mL, a 20 °C	Temperatura de fusão / °C	Temperatura de ebulição / °C
X	115	100	80	218
Y	174	100	650	1 120
Z	0,13	100	-219	-183
T	74	100	-57 a -51	115 a 120
W	100	100	0	100

- Com respeito a esses materiais, pode-se afirmar que
- A) a 20 °C, os materiais X e Y estão no estado líquido.
  - B) a 20 °C, apenas o material Z está no estado gasoso.
  - C) os materiais Z, T e W são substâncias.
  - D) os materiais Y e T são misturas.
  - E) se o material Y não for solúvel em W, então ele deverá flutuar se for adicionado a um recipiente contendo o material W, ambos a 20 °C.

## SEÇÃO ENEM

**01.** (Enem-2009) O ciclo da água é fundamental para a preservação da vida no planeta. As condições climáticas da Terra permitem que a água sofra mudanças de fase, e a compreensão dessas transformações é fundamental para se entender o ciclo hidrológico. Numa dessas mudanças, a água ou a umidade da terra absorve o calor do Sol e dos arredores. Quando já foi absorvido calor suficiente, algumas das moléculas do líquido podem ter energia necessária para começar a subir para a atmosfera.

Disponível em: <http://www.keroagua.blogspot.com>.  
Acesso em: 30 mar. 2009 (Adaptação).

A transformação mencionada no texto é a

- A) fusão.
- B) liquefação.
- C) evaporação.
- D) solidificação.
- E) condensação.

**02.** (Enem-1999) Segundo o poeta Carlos Drummond de Andrade, a "água é um projeto de viver". Nada mais correto, se levarmos em conta que toda água com que convivemos carrega, além do puro e simples  $H_2O$ , muitas outras substâncias nela dissolvidas ou em suspensão. Assim, o ciclo da água, além da própria água, também promove o transporte e a redistribuição de um grande conjunto de substâncias relacionadas à dinâmica da vida.

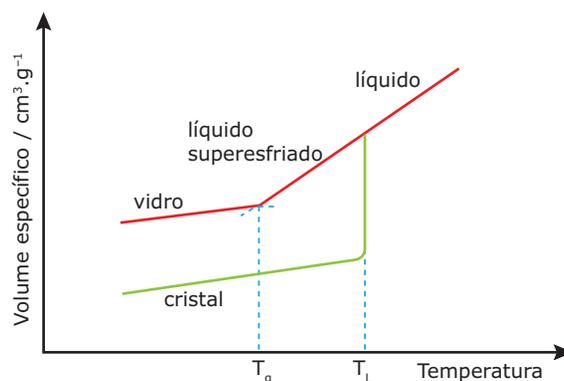
No ciclo da água, a evaporação é um processo muito especial, já que apenas moléculas de  $H_2O$  passam para o estado gasoso. Desse ponto de vista, uma das consequências da evaporação pode ser

- A) a formação da chuva ácida, em regiões poluídas, a partir de quantidades muito pequenas de substâncias ácidas evaporadas juntamente com a água.
- B) a perda de sais minerais, no solo, que são evaporados juntamente com a água.
- C) o aumento, nos campos irrigados, da concentração de sais minerais na água presente no solo.
- D) a perda, nas plantas, de substâncias indispensáveis à manutenção da vida vegetal, por meio da respiração.
- E) a diminuição, nos oceanos, da salinidade das camadas de água mais próximas da superfície.

**03.** Sob a ampla denominação genérica de vidros ou de corpos vítreos, está compreendida uma grande variedade de substâncias que, embora à temperatura ambiente tenham a aparência de corpos sólidos proporcionada por sua rigidez mecânica, não podem se considerar como tais, já que carecem da estrutura cristalina que caracteriza e define o estado sólido. Se pela estabilidade de sua forma os vidros podem assimilar-se a sólidos, do ponto de vista estrutural, suas semelhanças são muito menos evidentes. Este fato que constitui uma limitação para incluir os vidros entre os sólidos, por outro lado resulta insuficiente para autorizar a aceitá-los como líquidos, ainda que possa justificar a designação de líquidos de viscosidade infinita, que em muitas vezes é aplicado.

AKERMAN, Mauro. *Natureza, estrutura e propriedades do vidro*. CETEV, 2000.

A figura a seguir representa a variação de volume de uma massa fixa de um determinado material em função da temperatura:



$T_g$  = temperatura de transição vítrea

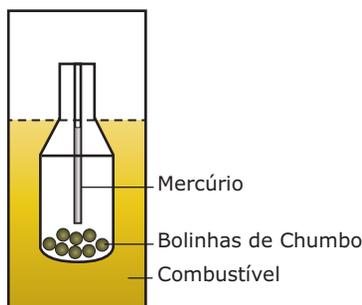
$T_L$  = temperatura de fusão

Durante o resfriamento do líquido, pode ser formado os estados vítreo ou de cristal, dependendo de como o processo for conduzido.

A formação de vidro e a não formação de cristal, a partir do resfriamento do líquido, acontece porque

- A) o resfriamento é feito muito rapidamente e não há tempo para que as espécies químicas se desloquem umas em relação às outras para constituir os cristais.
- B) durante o resfriamento rápido, a densidade do líquido diminui e impede a formação de cristal.
- C) a temperatura de fusão permanece constante durante o resfriamento feito rapidamente, e o estado mais organizado de cristal não é formado.
- D) o volume das partículas não reduz significativamente durante o resfriamento feito rapidamente.
- E) a temperatura necessária para ocorrer a formação do estado vítreo é maior do que a necessária para a formação de cristal.

04. (Enem-2010) Com a frequente adulteração de combustíveis, além de fiscalização, há necessidade de prover meios para que o consumidor verifique a qualidade do combustível. Para isso, nas bombas de combustível existe um densímetro, semelhante ao ilustrado na figura. Um tubo de vidro fechado fica imerso no combustível, devido ao peso das bolinhas de chumbo colocadas no seu interior. Uma coluna vertical central marca a altura de referência, que deve ficar abaixo ou no nível do combustível para indicar que sua densidade está adequada. Como o volume do líquido varia com a temperatura mais que o do vidro, a coluna vertical é preenchida com mercúrio para compensar variações de temperatura.



De acordo com o texto, a coluna vertical de mercúrio, quando aquecida,

- indica a variação da densidade do combustível com a temperatura.
- mostra a diferença de altura da coluna a ser corrigida.
- mede a temperatura ambiente no momento do abastecimento.
- regula a temperatura do densímetro de acordo com a do ambiente.
- corrige a altura de referência de acordo com a densidade do líquido.

## GABARITO

### Fixação

01. F F F F F F F F      02. B      03. B

04. A) O gelo sofre fusão:  $H_2O_{(s)} \rightarrow H_2O_{(l)}$   
 O gelo seco sofre sublimação:  $CO_{2(s)} \rightarrow CO_{2(g)}$   
 Essas transformações físicas esfriam as bebidas porque são endotérmicas, isto é, absorvem calor dos líquidos, diminuindo suas temperaturas.
- B) O copo d corresponde ao copo x da condição inicial, pois seu volume é menor que o do copo c, onde foi colocado o gelo (flutuação). Os cubos sólidos que afundam (gelo seco) estão no copo x.
- Sim, no copo y, onde havia gelo no início (copo c). A água líquida que se formou diluiu o álcool da bebida original.

05. C

## Propostas

- A
- A) Evaporação e liquefação.  
 B) A evaporação na superfície da água salobra e a liquefação na superfície do plástico.  
 C) A evaporação, que ocorre com absorção de energia proveniente do Sol.
- C
- C
- B
- B
- E
- C
- E
- A) A: sólido  
 C: líquido  
 E: gás  
 B) Vaporização ou ebulição. Passagem do estado líquido para o gasoso.  
 C) 30 °C  
 D) Entre 15 e 20 °C
- B
- C
- A flecha indicada por c.
- V F F F V
- A) Considerando a mesma massa, A = álcool e B = água. O álcool é menos denso, logo, ocupa um volume maior que a água.  
 B) O frasco A contém maior número de átomos.  
 $N_{\text{álcool}} = (M/46) \cdot 9$  átomos por molécula  
 $N_{\text{álcool}} \cong 0,195M$  mol de átomos.  
 $N_{\text{água}} = (M/18) \cdot 3$  átomos por molécula  
 $N_{\text{água}} \cong 0,166M$  mol de átomos.
- D
- B
- D
- D
- B

## Seção Enem

01. C      02. C      03. A      04. E

# QUÍMICA

## Estudo físico dos gases

MÓDULO  
01

FRENTE  
B

Por que estudar os gases?

Historicamente, foram experiências com gases que promoveram o desenvolvimento dos primórdios da teoria atômica.

Na vida prática, uma série de compostos industrialmente importantes são gases nas temperaturas usuais.

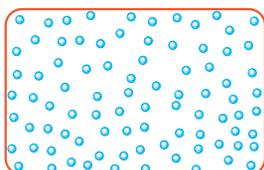
Conceitualmente, é possível, por meio do estudo matemático da teoria cinética dos gases, chegar ao conceito mais completo de temperatura e, ainda, conhecer algo acerca do tamanho de átomos e moléculas e das forças que eles exercem uns sobre os outros.

## O ESTADO GASOSO

Esse estado tem como principais características físicas:

- Grande distância entre as partículas constituintes.
- As velocidades de movimentação das partículas são altas.
- Os movimentos possíveis são: vibracional, rotacional e translacional de longo alcance.
- As partículas possuem alta energia cinética.
- Forças de atração e repulsão baixas.
- Grande expansibilidade: os gases sempre se expandem tendendo a ocupar todo o volume do recipiente que os contém.
- Grande difusibilidade: os gases misturam-se formando misturas homogêneas.
- Grande compressibilidade: há uma grande variação do volume com o aumento da pressão.
- Grande dilatibilidade: há uma grande variação do volume com o aumento da temperatura.

**Esquema:**



## VARIÁVEIS DE ESTADO

As variáveis de estado são  $p$  (pressão),  $V$  (volume) e  $T$  (temperatura). Elas caracterizam fisicamente qualquer material em um dos três estados físicos.

Geralmente, o volume de qualquer material (sólido, líquido ou gasoso) é determinado pelas relações entre as variáveis  $p$  e  $T$ , além da quantidade de matéria, que é expressa pelo número de mols.

A expressão matemática que relaciona tais variáveis é denominada equação de estado. Para os estados sólido e líquido, essas equações são algebricamente complexas, podendo diferir de substância para substância devido às fortes interações entre suas partículas.

Contudo, os gases são os únicos que possuem equações de estado algebricamente simples, que se aplicam a quase todos os sistemas gasosos. Isso ocorre porque, nesse estado, as moléculas são praticamente independentes devido à grande distância entre elas (a natureza das moléculas individuais não afeta fortemente o comportamento do gás como um todo).

Tendo como base noções básicas, primeiro estudaremos as variáveis de estado para, posteriormente, determinarmos a equação de estado para os gases.

## Volume

É o espaço ocupado por um gás.

No Sistema Internacional de Unidades (SI), a unidade de volume é o metro cúbico, espaço interno de um cubo de arestas de 1 m de comprimento.

Entretanto, no nosso estudo, lançaremos mão das unidades usuais: litro (L), decímetros cúbicos ( $\text{dm}^3$ ), mililitros (mL) e centímetros cúbicos ( $\text{cm}^3$ ).

As relações entre essas unidades são:

$$1 \text{ m}^3 = 1\,000 \text{ L}$$

$$1 \text{ L} = 1\,000 \text{ mL}$$

$$1 \text{ L} = 1\,000 \text{ cm}^3$$

$$1 \text{ L} = 1 \text{ dm}^3$$

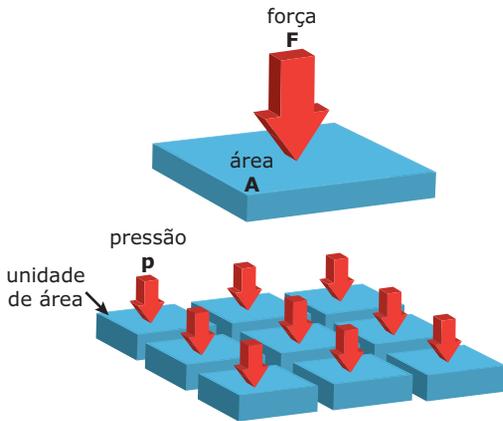
$$1 \text{ mL} = 1 \text{ cm}^3$$

## Pressão

É força por unidade de área.

$$p = \frac{F}{A}$$

A pressão é uma grandeza escalar, o que equivale dizer que a pressão exercida sobre uma área **A** é a soma de forças menores, iguais entre si e distribuídas em cada unidade de área.



### OBSERVAÇÃO

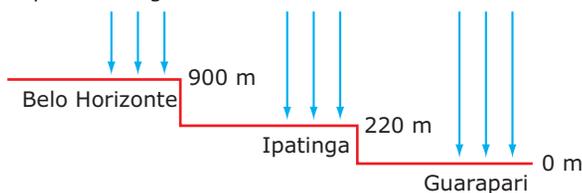
**A** é um componente vetorial da superfície.

No Sistema Internacional (SI), a unidade de pressão é o Pascal (Pa) ou N/m<sup>2</sup> (newton por metro quadrado). No sistema CGS, Dina/cm<sup>2</sup> e nos sistemas usuais, a unidade de pressão pode ser expressa em atmosferas (atm), milímetros de mercúrio (mmHg) e torr (Torr), e as relações entre essas unidades são:

- 1 atm = 1,013x10<sup>5</sup> Pa
- 1 mmHg = 133,322 Pa
- 1 atm = 760 mmHg
- 1 atm = 760 Torr
- 1 mmHg = 1 Torr
- 1 bar = 0,98716 atm
- 1 bar = 1,0x10<sup>5</sup> Pa

## Pressão atmosférica

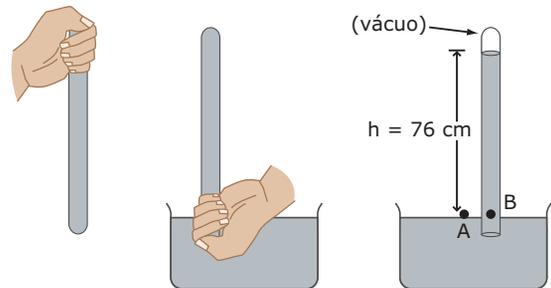
É a pressão que a camada de ar exerce sobre a superfície terrestre. A pressão atmosférica varia com a altitude. Veja o esquema a seguir:



Ao nível do mar (altitude zero), a camada de ar que exerce pressão sobre a superfície terrestre é a maior possível, ou seja, é a pressão exercida pela atmosfera inteira; assim, a pressão atmosférica é igual a 1 atm. Quanto mais alta está a localidade, menor é a camada de ar que atua sobre a superfície terrestre; logo, menor será a pressão atmosférica.

## Relação atm x mmHg

Para estabelecermos a relação entre as unidades atm e mmHg, precisamos saber como determinar experimentalmente a pressão. A seguir está representado um esquema que mostra a determinação da pressão atmosférica a partir da utilização de um barômetro. Veja a figura.



O barômetro é constituído por um tubo vertical contendo mercúrio, mergulhado em uma cuba, também contendo mercúrio.

O tubo vertical é completamente evacuado de todos os gases, com exceção de uma pequena quantidade de vapor do próprio mercúrio.

A altura da coluna de mercúrio acima do nível do líquido é uma consequência da pressão aplicada na superfície do mercúrio pela atmosfera circundante.

Ao nível do mar, a coluna de mercúrio possui uma altura de 760 mm. Assim:

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg}$$

## Temperatura

A temperatura é uma medida do grau de agitação das partículas de um sistema, ou ainda, é uma medida da energia cinética média das partículas, porque quanto maior a temperatura, maior é a velocidade de movimentação dessas partículas.

Termodinamicamente:

$$E_{\text{cinética}} = \text{constante} \cdot T$$

Mecanicamente:

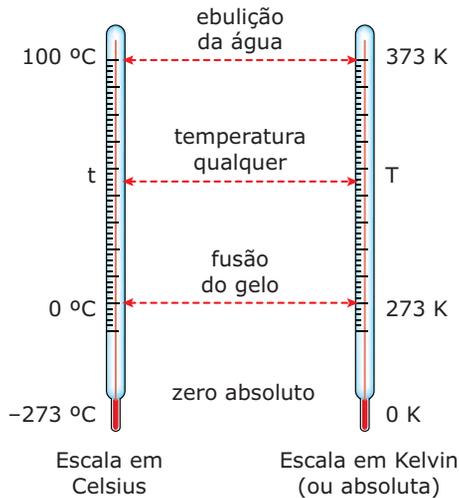
$$E_{\text{cinética}} = \frac{1}{2} mv^2$$

$$T \propto v^2$$

Podemos medir a temperatura de um sistema gasoso com o auxílio de escalas termométricas diferentes. Iremos utilizar, porém, neste texto, apenas duas escalas: a escala Celsius (°C) e a escala Kelvin (K), esta última adotada pelo SI.

A escala Kelvin não admite valores negativos de temperatura, tendo como menor temperatura, teoricamente permitida, 0 K (zero absoluto), em que todas as partículas deveriam "cessar seus movimentos".

Sob pressão de 1 atm:



A diferença entre as duas escalas é de 273 unidades, e a relação entre elas é:

$$T_k = T_{oc} + 273$$

## TRANSFORMAÇÕES GASOSAS

São variações de volume, pressão e temperatura sofridas por um sistema gasoso.

As transformações mais importantes que possibilitam a dedução das três leis fundamentais que regem o comportamento físico dos sistemas gasosos são:

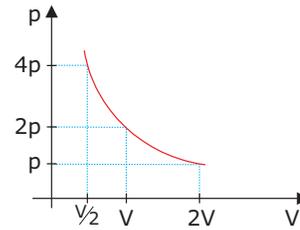
### Transformações isotérmicas

**Lei de Boyle-Mariotte:** À temperatura constante, o volume ocupado por uma determinada massa gasosa é inversamente proporcional à pressão.

$$V \propto \frac{1}{p}$$

Graficamente, essa lei é representada por uma curva que é uma hipérbole equilátera, denominada isoterma.

Pressão	Volume
1p	2V
2p	V
4p	V/2



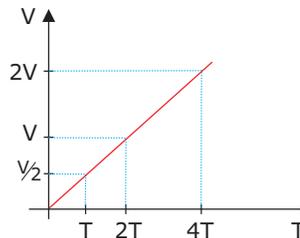
### Transformações isobáricas

**Lei de Gay-Lussac:** À pressão constante, o volume ocupado por uma determinada massa gasosa é diretamente proporcional à temperatura (Kelvin).

$$V \propto T$$

Graficamente, essa lei é representada por uma linha reta, denominada isóbara.

Volume	Temperatura
V/2	1T
V	2T
2V	4T



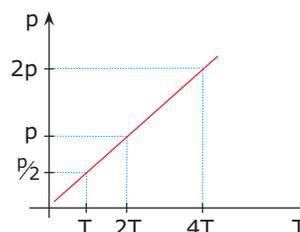
### Transformações isométricas, isovolumétricas ou isocóricas

**Lei de Charles e Gay-Lussac:** A volume constante, a pressão exercida por uma determinada massa gasosa é diretamente proporcional à temperatura absoluta (Kelvin).

$$p \propto T$$

Graficamente, essa lei é representada por uma linha reta, denominada isócara.

Pressão	Temperatura
p/2	1T
p	2T
2p	4T



## TEORIA CINÉTICA DOS GASES

É uma teoria que estuda o comportamento microscópico das partículas constituintes de um sistema gasoso a partir de um modelo que explicará os fenômenos e as leis fundamentais experimentais.

As bases da teoria cinética dos gases são:

- Um gás é constituído de partículas idênticas entre si, que podem ser átomos, moléculas ou íons.
- As partículas são dotadas de movimento desordenado (em todas as direções com velocidades variadas) e obedecem às Leis de Newton.
- O número total de partículas de um gás é grande e o volume das mesmas é desprezível em relação ao volume ocupado pelo gás, devido à grande distância entre as partículas no estado gasoso.
- As colisões das partículas gasosas entre si e com as paredes do recipiente que as contém são perfeitamente elásticas e de duração desprezível, ou seja, ao se chocarem, não há perda de energia, o que confere às mesmas um movimento contínuo.
- Cada partícula terá uma velocidade e uma energia cinética, embora possuam a mesma massa. Quando nos referimos à velocidade e à energia cinética das partículas, devemos nos referir à velocidade média e à energia cinética média. Segundo a teoria cinética dos gases, a energia cinética média das partículas é diretamente proporcional à temperatura absoluta (Kelvin).

$$E_c = KT$$

- As forças de atração ou repulsão que atuam são desprezíveis, exceto durante uma colisão. Devido à grande distância entre as partículas, tais forças são praticamente nulas. Uma consequência disso é que o movimento das partículas é retilíneo e uniforme entre duas colisões.

## GÁS IDEAL OU PERFEITO

Gás ideal ou perfeito é todo e qualquer sistema gasoso em que suas partículas constituintes comportam-se como está previsto na teoria cinética dos gases e satisfazem as três leis das transformações gasosas.

Porém, um gás real aproxima-se do comportamento ideal a baixas pressões e altas temperaturas, pois as partículas praticamente não interagem.

## EQUAÇÃO GERAL DOS GASES

Manipulando algebricamente as leis do estado gasoso, obtemos uma expressão que é capaz de representar o comportamento de um gás ideal para variações simultâneas de pressão, volume e temperatura.

$$\frac{p \cdot V}{T} = \text{constante}$$

Para que uma expressão seja constante, deve haver uma igualdade entre os estados inicial e final do sistema.

Logo:

estado inicial = estado final

$$\frac{p_i \cdot V_i}{T_i} = \frac{p_f \cdot V_f}{T_f}$$

considerando uma massa fixa de gás.

## EXERCÍCIOS DE FIXAÇÃO

**01.** O estudo das propriedades macroscópicas dos gases permitiu o desenvolvimento da teoria cinético-molecular, que explica, em nível microscópico, o comportamento dos gases. A respeito dessa teoria, são feitas as seguintes afirmações.

- O comportamento dos gases está relacionado ao movimento uniforme e ordenado de suas moléculas.
- A temperatura de um gás é uma medida da energia cinética de suas moléculas.
- Os gases ideais não existem, pois são apenas modelos teóricos em que o volume das moléculas e suas interações são desprezíveis.
- A pressão de um gás dentro de um recipiente está associada às colisões das moléculas do gás com as paredes do recipiente.

Entre elas é(são) **CORRETA(S)**

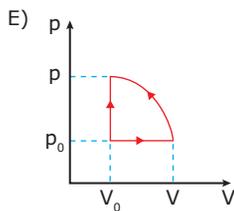
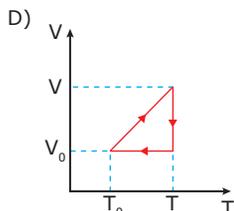
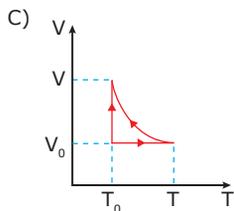
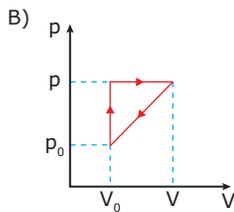
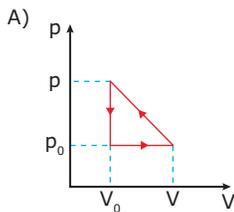
- I e II.
- apenas I.
- apenas IV.
- III e IV.

**02.** Certa massa gasosa ocupa um volume de 100 litros numa dada temperatura e pressão. Qual o volume ocupado por essa mesma massa gasosa quando a pressão se reduzir de 2/7 da inicial, e a temperatura absoluta se reduzir a 5/7 da inicial?

- 03.** (UFU-MG) Em relação aos gases, é **INCORRETO** afirmar que
- o volume do gás diminui com o aumento da temperatura, mantendo-se a pressão constante.
  - exercem pressão sobre as paredes do recipiente onde estão contidos.
  - a pressão aumenta com o aumento da temperatura, se o gás estiver fechado em um recipiente rígido.
  - difundem-se rapidamente uns nos outros.

- 04.** (CEFET-MG-2007) Um gás ideal passa pelas seguintes transformações:
- Aumento do volume isobaricamente;
  - Redução do volume ao valor inicial isotermicamente;
  - Redução da temperatura ao valor inicial isovolumetricamente.

O gráfico que representa essas transformações é



- 05.** (EFOA-MG-2006) Recentemente, três brasileiros atingiram o cume do Monte Everest. Todos usavam um suprimento extra de oxigênio. Se, durante a escalada, um deles tivesse enchido um balão flexível com uma certa quantidade de  $O_2$ , a uma temperatura de  $-48\text{ }^\circ\text{C}$  (225 K), a uma pressão de 30 kPa, e o balão atingisse um volume de 2,5 L, o volume do mesmo balão, contendo a mesma quantidade de oxigênio, próximo ao nível do mar, a 100 kPa e a  $27\text{ }^\circ\text{C}$  (300 K), seria
- 2,5 L.
  - 1,0 L.
  - 2,24 L.
  - 11,1 L.
  - 0,42 L.

## EXERCÍCIOS PROPOSTOS

- 01.** Os gases possuem um comportamento característico, regido por algumas leis bem conhecidas. Com base nessa afirmação e nos conhecimentos sobre a teoria cinética dos gases, assinale a alternativa **CORRETA**.
- Quando comprimimos um gás à temperatura constante, a energia cinética média de suas moléculas aumenta.
  - O volume e a pressão de uma massa gasosa são diretamente proporcionais à temperatura constante.
  - À pressão constante, o volume de uma massa gasosa é inversamente proporcional à temperatura absoluta.
  - Nas transformações isométricas ou isocóricas, a temperatura e a pressão variam numa relação diretamente proporcional, quando o volume permanece constante.
- 02.** (UFOP-MG-2008) Qual das seguintes afirmativas sobre gases ideais é **INCORRETA**?
- As partículas de gases se atraem, mas não se repelem.
  - As partículas de gases se movem mais lentamente a temperaturas mais baixas.
  - As partículas de gases se movem rapidamente em linhas retas, até que ocorra uma colisão.
  - Quando um gás ideal é comprimido à temperatura constante, a pressão do gás aumenta.

**03.** Com relação aos gases, assinale a alternativa **INCORRETA**.

- A) Qualquer gás real se comporta exatamente como prevê a Lei de Gay-Lussac.
- B) Dois gases quaisquer, que se encontrem à mesma temperatura, têm a mesma velocidade média e possuem a mesma energia cinética média.
- C) As moléculas gasosas estão em movimento contínuo, livre e desordenado. A pressão do gás resulta da somatória dos choques dessas moléculas contra as paredes do recipiente que se encontram.
- D) A baixas pressões e a altas temperaturas, uma amostra de gás real se comporta como um gás ideal.

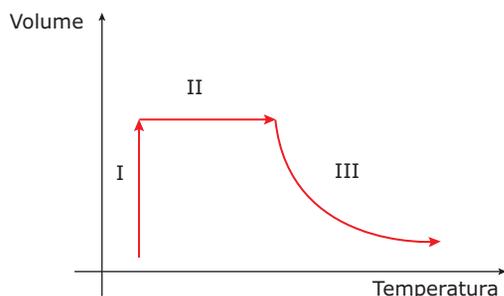
**04.** De acordo com a teoria cinética dos gases, as moléculas destes estão em contínuo movimento caótico, chocando-se continuamente entre si e com as paredes do vaso que as contém. Considere esta situação.

1. A pressão é resultante dos choques das moléculas com as paredes do vaso.
2. Nos choques com as paredes, as moléculas perdem energia cinética.
3. O fornecimento de calor ao sistema aumenta a temperatura, a energia cinética média e a pressão do gás a volume constante.
4. Havendo conservação de quantidade de movimento nos choques entre as moléculas e destas com as paredes do vaso, a pressão permanece constante, em condições de temperatura e volume constantes.

Dessas afirmações, são **VÁLIDAS** apenas

- A) 1, 2 e 3.
- B) 1, 2 e 4.
- C) 1, 2, 3 e 4.
- D) 1, 3 e 4.
- E) 2, 3 e 4.

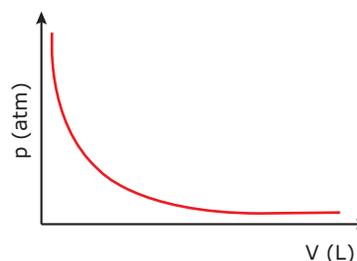
**05.** (FCMMG) Uma certa massa gasosa sofre as transformações I, II e III, representadas no diagrama a seguir:



Com relação a variações de pressão sofridas pelo gás nas transformações descritas, é **CORRETO** afirmar:

- A) A pressão do gás aumenta ao longo da transformação III.
- B) A pressão do gás diminui no decorrer das três transformações descritas.
- C) Se o volume do gás permanece constante ao longo da transformação II, sua pressão também permanece constante.
- D) Se a temperatura permanece constante ao longo da transformação I, a pressão do gás aumenta.

**06.** (UFAL-2010) O gráfico a seguir ilustra o comportamento referente à variação de pressão *versus* volume, de um gás ideal, à temperatura constante. Sobre este sistema, analise o gráfico e assinale a alternativa **CORRETA**.



- A) Ao comprimir o gás a um volume correspondente à metade do volume inicial, a pressão diminuirá por igual fator.
- B) Ao diminuir a pressão para um valor correspondente a 1/3 da pressão inicial, o volume diminuirá pelo mesmo fator.
- C) Quando a pressão triplica, o produto pV aumenta por igual fator.
- D) Quando o gás é comprimido nessas condições, o produto da pressão pelo volume permanece constante.
- E) O volume do gás duplicará quando a pressão final for o dobro da pressão inicial.

**07.** (UFG-2008) O motor de Stirling é um sistema que regenera o ar quente em um ciclo fechado. As transformações que ocorrem nesse motor podem ser representadas, idealmente, pelas seguintes etapas:

1. O gás é aquecido a volume constante.
2. O gás se expande a uma temperatura constante.
3. O gás é resfriado a volume constante.
4. O gás se contrai a uma temperatura constante.

**FAÇA** o diagrama pressão x volume para essas etapas do motor de Stirling.

**08.** (UFLA-MG) Um recipiente de 4,0 litros contém um gás ideal, a uma pressão de 2,0 atm. Qual o valor da pressão que esse gás exercerá quando o volume do recipiente for reduzido para 0,5 litro, à temperatura constante?

- A)  $p = 4,0$  atm                      D)  $p = 16,0$  atm  
 B)  $p = 0,25$  atm                    E)  $p = 2,0$  atm  
 C)  $p = 1,0$  atm

**09.** (UFLA-MG) Um gás que apresenta comportamento ideal a 273 °C e 380 mmHg ocupa um volume de 292 mL. Que volume o mesmo gás ocupará nas CNTP?

- A) 146 mL                      C) 73 mL                      E) 98 mL  
 B) 20 mL                      D) 150 mL

**10.** (UFJF-MG-2007) A calibração dos pneus de um automóvel deve ser feita periodicamente. Sabe-se que o pneu deve ser calibrado a uma pressão de 30 lb/pol<sup>2</sup> em um dia quente, a uma temperatura de 27 °C. Supondo que o volume e o número de mols injetados são os mesmos, qual será a pressão de calibração (em atm) nos dias mais frios, em que a temperatura atinge 12 °C?

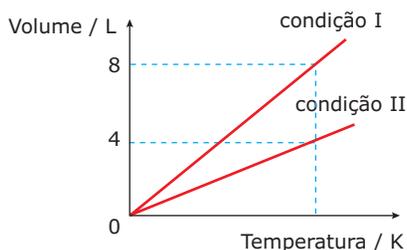
Dado: Considere 1 atm = 15 lb/pol<sup>2</sup>

- A) 1,90 atm                      C) 4,50 atm                      E) 14,3 atm  
 B) 2,11 atm                      D) 0,89 atm

**11.** (UNESP-2007) Alterações na composição química da atmosfera são fortes indícios de problemas ambientais, tais como o efeito estufa. Frequentemente, pesquisadores lançam balões que enviam informações de grandes altitudes. Suponha que um desses balões, com volume de 10 L de H<sub>2</sub>, tenha sido lançado ao nível do mar ( $p = 760$  mmHg e  $T = 27$  °C). Enquanto o balão sobe, a redução da pressão atmosférica irá favorecer o aumento de seu volume. Porém, a temperatura também é reduzida na medida em que o balão sobe, o que favorece a diminuição de seu volume.

Para saber se o balão irá continuar subindo, **CALCULE** seu volume quando este atingir a altitude de 7 000 m, em que  $T = -33$  °C e  $p = 300$  mmHg.

**12.** (UFG) No gráfico a seguir, está representada a variação de volume com a temperatura de um mol de gás, em duas condições diferentes.



Nessas condições,

- ( ) em  $V = 4$  L, as pressões são idênticas.  
 ( ) as massas são diferentes.  
 ( ) as variações representadas ocorrem à pressão constante.  
 ( ) em  $V = 8$  L, as temperaturas são idênticas.

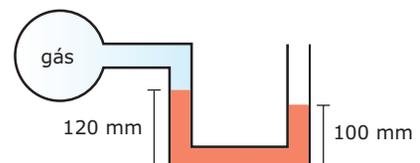
**13.** (UFRGS) Uma massa  $M$  de um gás ideal ocupa um volume  $V$ , sob uma pressão  $P$ , na temperatura  $T$ . Se o gás for comprimido até que seu volume seja igual a  $V/2$ , mantida constante a temperatura,

- A) a massa de gás será reduzida a  $M/2$ .  
 B) a energia cinética das moléculas irá aumentar.  
 C) a frequência de colisões das moléculas com as paredes do recipiente que contém o gás irá aumentar.  
 D) o volume das moléculas do gás irá diminuir.  
 E) as forças intermoleculares aumentarão de intensidade, devido à maior aproximação das moléculas.

**14.** (UFSE) Um cilindro de oxigênio hospitalar foi substituído quando ainda continha o gás sob pressão de 3,0 atm, a 20 °C (293 K). O cilindro foi deixado ao sol de verão, e atingiu a temperatura de 40 °C (313 K). A pressão do oxigênio no cilindro ficou igual a

- A)  $3,0 \cdot \frac{313}{293}$  atm.  
 B)  $3,0 \cdot \frac{293}{313}$  atm.  
 C)  $3,0 \cdot 20 \cdot 40$  atm.  
 D)  $3,0 \cdot \frac{40}{20}$  atm.  
 E)  $3,0 \cdot \frac{20}{40}$  atm.

**15.** (UFU-MG-2006) Na figura a seguir, a altura do mercúrio no braço direito aberto à pressão atmosférica (760 mmHg) é de 100 mm, e a altura do braço esquerdo é de 120 mm. A pressão do gás no bulbo é

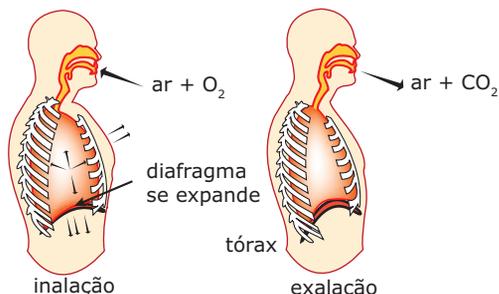


- A) 780 mmHg.  
 B) 640 mmHg.  
 C) 740 mmHg.  
 D) 20 mmHg.

## SEÇÃO ENEM

- 01.** Um motorista com suspeita de embriaguez deve fazer o teste do "bafômetro". Nesse teste, o ar é expirado com vapores de álcool.

A figura apresentada a seguir descreve o processo da respiração.

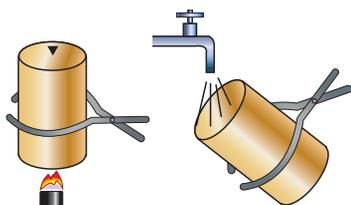


Disponível em: <http://biologiaconcursos.blogspot.com/2010/05/tipos-de-respirações.html>. Acesso em: 03 nov. 2010.

Considerando-se as informações do texto e que os gases envolvidos na respiração e os vapores de álcool se comportem como gases ideais, conclui-se que no teste do bafômetro

- A) ao expirarmos, o diafragma se expande deixando o volume do pulmão maior. Como o produto  $pV$  deve ser constante, a pressão interna do pulmão diminui à temperatura constante.
- B) ao expirarmos, o diafragma se retrai deixando o volume do pulmão menor. Como o produto  $pV$  deve ser constante, a pressão interna do pulmão aumenta à temperatura constante.
- C) ao inalarmos o ar atmosférico, o diafragma retrai deixando o volume do pulmão menor. Como o produto  $pV$  deve ser constante, a pressão interna do pulmão aumenta à temperatura constante.
- D) a mesma pessoa em estado febril ( $40\text{ }^{\circ}\text{C}$ ) exalará vapores de álcool a uma pressão inferior do que em estado normal ( $36,5\text{ }^{\circ}\text{C}$ ).
- E) ao expirarmos, estamos realizando um processo isobárico de eliminação de vapores de álcool.

- 02.** Ponha um pouquinho de água em uma lata vazia de refrigerante e aqueça até ferver a água. Segure a lata com uma pinça apropriada, com cuidado para não se queimar nem queimar seus espectadores. Quando a água estiver fervendo (o vapor de água deve estar saindo bastante pelo furo) derrame o resto de água fervente e coloque a lata com o furo para baixo sob uma torneira de água fria. A lata deve implodir instantaneamente.



Disponível em: <http://www.seara.ufc.br/sugestoes/fisica/flu1.htm>. Acesso em: 03 nov. 2010.

A lata deve implodir instantaneamente, pois o contato com a água fria promove o resfriamento do vapor-d'água em seu interior e, conseqüentemente, a diminuição

- A) do volume das moléculas de água gasosa que o constituem.
- B) da pressão interna até que a mesma se iguale à pressão externa.
- C) brusca da quantidade de matéria de água líquida em seu interior.
- D) da distância média entre as moléculas gasosas devido ao escape de gás.
- E) da energia cinética média das moléculas gasosas com o aumento da pressão.

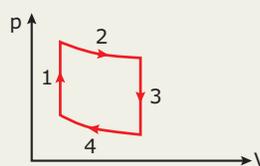
## GABARITO

### Fixação

01. D  
02. 100 litros  
03. A  
04. D  
05. B

### Propostos

01. D  
02. A  
03. A  
04. D  
05. A  
06. D  
07.



08. D  
09. C  
10. A  
11.  $V = 20,3\text{ L}$   
12. F F V F  
13. C  
14. A  
15. C

### Seção Enem

01. B  
02. B

# QUÍMICA

MÓDULO  
02

FRENTE  
B

## Hipótese de Avogadro, equação de Clapeyron e densidade gasosa

### HIPÓTESE DE AVOGADRO

Experimentalmente, Amedeo Avogadro verificou que:

Volumes iguais de gases diferentes, sob as mesmas condições de pressão e temperatura, contêm o mesmo número de partículas.

A partir dessa verificação, conhecida como Hipótese de Avogadro, podemos definir a grandeza volume molar:

Volume molar é o volume ocupado por 1 mol de partículas de qualquer espécie química.

Assim, para Avogadro, o volume molar para quaisquer gases, nas mesmas condições de temperatura e pressão, é sempre o mesmo.

As condições de temperatura e pressão mais utilizadas são: 1 atm ou 760 mmHg de pressão e 0 °C ou 273 K de temperatura.

A essas condições, damos o nome de condições normais de temperatura e pressão (CNTP). Nas CNTP, o volume molar vale 22,71\* litros.

### EQUAÇÃO DE CLAPEYRON

Clapeyron, analisando a Hipótese de Avogadro, deduziu uma equação que relaciona as variações de pressão, volume e temperatura, bem como a quantidade de matéria do gás em questão.

Pela equação geral dos gases, temos:

$$\frac{p \cdot V}{T} = \text{constante}$$

Chamemos tal constante de "R", a constante universal dos gases.

$$\frac{p \cdot V}{T} = R$$

Para calcularmos o valor numérico de "R", tomemos as CNTP, em que 1 mol de um gás qualquer ocupa o volume de 22,71 L, a 273 K e 1,0x10<sup>5</sup> Pa (0,987 atm).

$$R = \frac{p \cdot V}{T} \Rightarrow R = \frac{0,987 \text{ atm} \cdot 22,71 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}}{273 \text{ K}}$$

$$R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Sendo assim, para cada mol de gás, temos:

$$\frac{p \cdot V}{T} = R$$

ou

$$p \cdot V = R \cdot T$$

Variando-se a quantidade de matéria do sistema gasoso, varia-se o valor da constante, assim:

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

Em que:

p ⇒ pressão

V ⇒ volume

n ⇒ quantidade de matéria:

$$n = \frac{\text{massa (g)}}{\text{massa molar (g} \cdot \text{mol}^{-1}\text{)}}$$

R ⇒ constante universal dos gases

T ⇒ temperatura termodinâmica (K)

### OBSERVAÇÕES

1. Quando a pressão for dada em mmHg, o valor de R é:

$$R = 62,3 \text{ mmHg} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

2. Quando a pressão for dada em Pa, o valor de R é:

$$R = 8,3 \text{ Pa} \cdot \text{m}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

O valor de R só se altera quando mudamos de unidades (sistema de medidas).

\*1 atm de pressão equivale a 1,013x10<sup>5</sup> Pa. Na realidade, o novo valor de pressão nas CNTP não é 1,013x10<sup>5</sup> Pa, mas, sim, 1,0x10<sup>5</sup> Pa. Com isso, o volume molar, que com o valor anterior de pressão era 22,4 L, passou a ser 22,71 litros.

## DENSIDADE GASOSA

Densidade é a relação existente entre a massa e o volume ocupado por ela.

$$d = \frac{\text{massa}}{\text{volume}}$$

Geralmente, as densidades gasosas são expressas em g.L<sup>-1</sup>.

A densidade de um gás pode ser calculada levando-se em consideração o volume molar e a massa molar do gás.

$$d = \frac{\text{massa molar}}{\text{volume molar}}$$

Se o sistema encontra-se nas CNTP, temos:

$$d = \frac{\text{massa molar}}{22,71 \text{ L}}$$

Entretanto, não dispondo do valor do volume molar, podemos calcular a densidade a partir da equação de Clapeyron:

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

$$p \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T$$

$$p \cdot M = \frac{m}{V} \cdot R \cdot T$$

$$p \cdot M = d \cdot R \cdot T$$

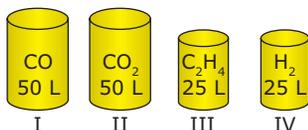
$$d = \frac{p \cdot M}{R \cdot T}$$

### OBSERVAÇÕES

- Um balão de festa não sobe se for enchido pelo sopro, pois o principal gás liberado no sopro é o CO<sub>2</sub>, que é mais denso que o ar.
- Os balões de festa que sobem contêm em seu interior um gás menos denso que o ar, normalmente hélio (He).
- Ao aumentarmos a temperatura de um sistema gasoso, a densidade de um gás diminui. É por isso que o congelador de uma geladeira deve ser instalado na região superior da geladeira, pois o ar frio é mais denso que o ar quente e tende a descer. Pelo mesmo motivo, os aparelhos de ar condicionado devem ser instalados, pelo menos, a 1,75 m acima do nível do chão.
- Os balões de competição e os de São João sobem devido a uma fonte de calor que aquece o ar de seu interior e os tornam menos densos que o ar externo.

## EXERCÍCIOS DE FIXAÇÃO

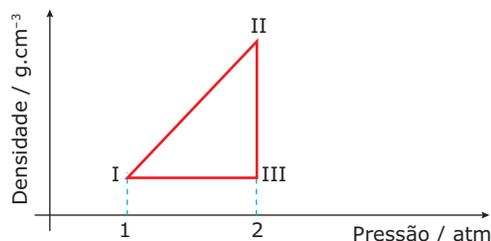
- 01.** (FMTM-MG) Os recipientes I, II, III e IV contêm substâncias gasosas nas mesmas condições de temperatura e de pressão.



- O Princípio de Avogadro permite-nos afirmar que o número
- de átomos de oxigênio é maior em I.
  - de átomos de hidrogênio é igual em III e IV.
  - de átomos de carbono é maior em I.
  - total de átomos é igual em III e IV.
  - total de átomos é igual em II e III.

- 02.** (FCMMG) 1 mol de CH<sub>4</sub>, gerado por um biodigestor, é submetido a uma sequência de transformações, representadas no diagrama a seguir. Considerando que o gás se comporta idealmente, e que o ponto I do diagrama representa o sistema nas CNTP, pode-se afirmar:

Dado: R = 0,082 atm.L.K<sup>-1</sup>.mol<sup>-1</sup>



- A densidade do gás no ponto I é aproximadamente 0,71 g.L<sup>-1</sup>.
- A temperatura do ponto II é maior do que a temperatura do ponto III.
- O volume do gás no ponto III é maior do que no ponto I.
- A etapa III → I corresponde a uma transformação isobárica.

- 03.** (Fatec-SP-2006) Algumas companhias tabagistas já foram acusadas de adicionarem amônia aos cigarros, numa tentativa de aumentar a liberação de nicotina, o que fortalece a dependência.

Suponha que uma amostra de cigarro libere 2,0x10<sup>-4</sup> mol de amônia, a 27 °C e 1 atm.

Dado: R = 0,082 atm.L.K<sup>-1</sup>.mol<sup>-1</sup>

O volume de NH<sub>3</sub> gasoso, em mL, será, aproximadamente,

- 49.
  - 4,9.
  - 0,49.
  - 0,049.
  - 0,0049.
- 04.** (Unicamp-SP) Um balão meteorológico de cor escura, no instante de seu lançamento, contém 100 mol de gás hélio (He). Após ascender a uma altitude de 15 km, a pressão do gás se reduziu a 100 mmHg e a temperatura, devido à irradiação solar, aumentou para 77 °C. **CALCULE** nessas condições

- o volume do balão meteorológico.
- a densidade do He em seu interior.

Dados: R = 62 mmHg.L.mol<sup>-1</sup>.K<sup>-1</sup>

Massa molar do He = 4 g.mol<sup>-1</sup>

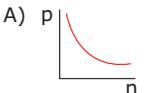
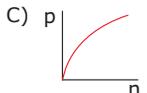
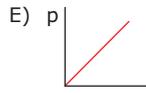
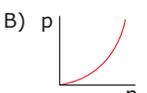
- 05.** (FAAP-SP) Com o objetivo de determinar a massa molecular de um gás A, um pesquisador introduziu em um recipiente de volume V, que se encontrava inicialmente vazio, 15,0 g do referido gás e observou o surgimento de uma pressão p, à temperatura T. A seguir, utilizando outro recipiente de volume igual ao do primeiro, verificou que era necessário introduzir a massa de 1,0 g de H<sub>2</sub> para que, à mesma temperatura, fosse gerada a mesma pressão observada no primeiro recipiente. **CALCULE** a massa molecular do gás em estudo. Dado: H = 1
- 05.** (UFU-MG) 12,5 g de uma substância ocupam um volume de 10 L nas CNTP. Esses dados correspondem à substância  
 A) F<sub>2</sub>.                      C) CH<sub>4</sub>.  
 B) O<sub>2</sub>.                      D) N<sub>2</sub>.
- 06.** (UERJ-2011) A bola utilizada em uma partida de futebol é uma esfera de diâmetro interno igual a 20 cm. Quando cheia, a bola apresenta, em seu interior, ar sob pressão de 1,0 atm e temperatura de 27 °C. Considere n = 3, R = 0,080 atm.L.mol<sup>-1</sup>.K<sup>-1</sup> e, para o ar, comportamento de gás ideal e massa molar igual a 30 g.mol<sup>-1</sup>.

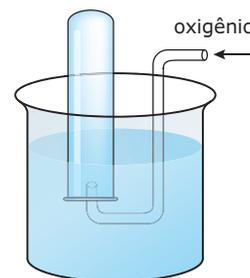
## EXERCÍCIOS PROPOSTOS

- 01.** (UNIFESP) Considere recipientes com os seguintes volumes de substâncias gasosas, nas mesmas condições de pressão e de temperatura.

Substância gasosa	Volume / L
CO	20
CO <sub>2</sub>	20
O <sub>2</sub>	10
C <sub>2</sub> H <sub>4</sub>	10

Com base no Princípio de Avogadro ("Volumes iguais de gases quaisquer, mantidos nas mesmas condições de temperatura e pressão, contêm o mesmo número de moléculas."), é **POSSÍVEL** afirmar que o número total de átomos é igual nos recipientes que contêm

- A) CO e CO<sub>2</sub>.            C) CO e C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>.            E) CO<sub>2</sub> e C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>.  
 B) CO e O<sub>2</sub>.            D) CO<sub>2</sub> e O<sub>2</sub>.
- 02.** (UEL-PR) Um frasco de "gás para recarga de isqueiros" contém, sob alta pressão, 116 g de butano (C<sub>4</sub>H<sub>10</sub>). Se essa mesma quantidade de butano estivesse nas condições de 27 °C e 1 atm, ocuparia um volume, em L, aproximadamente igual a
- Dado:  
 Volume molar do butano a 27 °C e 1 atm = 25 L.mol<sup>-1</sup>  
 A) 22.    B) 44.    C) 50.    D) 58.    E) 80.
- 03.** (UFV-MG) Assinale a alternativa que pode representar a variação da pressão (p) como função do número de mol (n) de um gás ideal mantendo o volume e a temperatura constantes.
- A)     C)     E)   
 B)     D) 
- 04.** (IME-RJ) Em um parque de diversões, em certo dia quente, um homem enchia balões com gás He. Se o volume médio dos balões, depois de cheios, era de 10 litros, a temperatura média do dia era de 37 °C e a pressão do gás no balão era de 2,5 atm, a massa média de He em cada balão era de, aproximadamente,  
 Dados: He = 4 g.mol<sup>-1</sup>; R = 0,082 atm.L.K<sup>-1</sup>.mol<sup>-1</sup>  
 A) 1 g.    B) 2 g.    C) 4 g.    D) 8 g.    E) 12 g.
- 07.** (UNIFESP-2007) A figura a seguir representa um experimento de coleta de 0,16 g de gás oxigênio em um tubo de ensaio inicialmente preenchido com água destilada a 27 °C.



Quando o nível da água dentro do tubo de ensaio é o mesmo que o nível de fora, a pressão no interior do tubo é de 0,86 atm. Dadas a pressão de vapor (H<sub>2</sub>O) a 27 °C = 0,040 atm e R = 0,082 atm.L.K<sup>-1</sup>.mol<sup>-1</sup>, o volume de gás, em mL, dentro do tubo de ensaio, é igual a

- A) 30.                      C) 150.                      E) 300.  
 B) 140.                      D) 280.

- 08.** (UEG) *Nos parques, as crianças se divertem (e às vezes se entristecem) com os balões que sobem espontaneamente no ar. Esses balões são, em geral, inflados com hidrogênio (H<sub>2</sub>), que é o gás mais "leve" que se conhece. [...] Como este gás é muito inflamável, usa-se atualmente o gás hélio (He).*

FELTRE, R. *Química geral*. 5 ed. São Paulo: Moderna, 2000.

Para encher balões de borracha coloridos, um vendedor ambulante comprou um cilindro de gás hélio com 10,0 L, que apresenta, à temperatura ambiente de 27 °C, uma pressão de 200 atm.

Dado: Constante dos gases ideais = 0,082 atm.L.mol<sup>-1</sup>.K<sup>-1</sup>  
 responda:

- A) Qual a massa de hélio contida no cilindro, supondo uma temperatura ambiente de 27 °C?  
 B) Supondo que cada balão cheio contenha em média 3,0 L de hélio a uma pressão de 2 atm, a uma temperatura ambiente de 27 °C, quantos balões poderão ser enchidos com o gás do cilindro adquirido, na mesma temperatura?

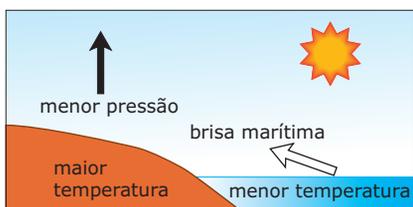
09. (UFAM–2009) Dois recipientes de igual capacidade contêm massas iguais de gás nitrogênio e gás oxigênio, em condições ideais. A que temperatura deve ser mantido o gás oxigênio para que a sua pressão seja igual a do gás nitrogênio do outro recipiente cuja temperatura é de 7 °C? Desconsidere a variação da capacidade dos recipientes com a temperatura.

Dados: O = 16 u; N = 14 u

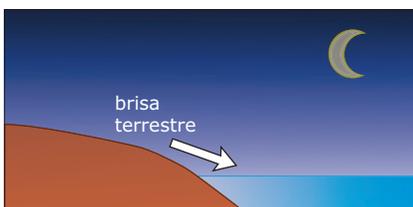
- A) 320 K      C) 273 K      E) 345 K  
 B) 280 K      D) 303 K

## SEÇÃO ENEM

01. (Enem–2002) Numa área de praia, a brisa marítima é uma consequência da diferença no tempo de aquecimento do solo e da água, apesar de ambos estarem submetidos às mesmas condições de irradiação solar. No local (solo) que se aquece mais rapidamente, o ar fica mais quente e sobe, deixando uma área de baixa pressão, provocando o deslocamento do ar da superfície que está mais fria (mar).



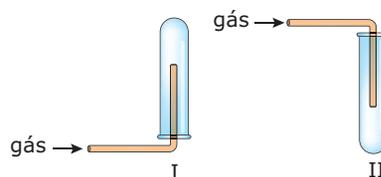
À noite, ocorre um processo inverso ao que se verifica durante o dia.



Como a água leva mais tempo para esquentar (de dia), mas também leva mais tempo para esfriar (à noite), o fenômeno noturno (brisa terrestre) pode ser explicado da seguinte maneira:

- A) O ar que está sobre a água se aquece mais; ao subir, deixa uma área de baixa pressão, causando um deslocamento de ar do continente para o mar.  
 B) O ar mais quente desce e se desloca do continente para a água, a qual não conseguiu reter calor durante o dia.  
 C) O ar que está sobre o mar se esfria e dissolve-se na água; forma-se, assim, um centro de baixa pressão, que atrai o ar quente do continente.  
 D) O ar que está sobre a água se esfria, criando um centro de alta pressão que atrai massas de ar continental.  
 E) O ar sobre o solo, mais quente, é deslocado para o mar, equilibrando a baixa temperatura do ar que está sobre o mar.

02. Deseja-se preparar e recolher os gases amônia ( $\text{NH}_3$ ), metano ( $\text{CH}_4$ ), trióxido de enxofre ( $\text{SO}_3$ ) e dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ). As figuras I e II mostram dispositivos de recolhimento de gases em tubos de ensaio.



Massas molares, em  $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ :  $\text{NH}_3 = 17$ ,  $\text{CH}_4 = 16$ ,  $\text{SO}_3 = 80$  e  $\text{CO}_2 = 44$ .

Massa molar média do ar, em  $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1} = 29$ .

Entre os gases citados, podem ser recolhidos nos dispositivos I e II, em condições ambiente, respectivamente,

- A) amônia e metano.  
 B) trióxido de enxofre e dióxido de carbono.  
 C) dióxido de carbono e amônia.  
 D) metano e trióxido de enxofre.  
 E) dióxido de carbono e metano.

## GABARITO

### Fixação

01. E  
 02. A  
 03. B  
 04. A)  $V = 21\,700\text{ L}$   
       B)  $d_{\text{He}} = 0,018\text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$   
 05. 30 u

### Propostos

01. E  
 02. C  
 03. E  
 04. C  
 05. D  
 06. B  
 07. C  
 08. A)  $m(\text{He}) = 325,2\text{ g}$   
       B) 333 balões  
 09. A

### Seção Enem

01. A  
 02. D

# QUÍMICA

## Leis das reações químicas e teoria atômica clássica

MÓDULO  
01

FRENTE  
C

Você alguma vez já se questionou sobre sua origem? Sim. As perguntas mais naturais que surgem quando pensamos nesse assunto são as seguintes:

- De onde venho?
- Por que estou aqui?
- Para onde irei?
- Quem me originou? E para quê?
- De que sou feito?

É da natureza humana fazer tais questionamentos. As religiões procuram explicar as quatro primeiras perguntas. Já a ciência tenta explicar a última: de que somos feitos? A resposta a essa pergunta encontra-se em uma parte da Química que se chama constituição da matéria ou estrutura da matéria, que passaremos a estudar agora.

### MODELOS

Em ciência, um modelo é uma representação criada pelo homem, que procura retratar um fato ou um fenômeno.

Por exemplo, se uma pessoa lhe entregar uma caixa fechada, com um objeto dentro e lhe perguntar qual é esse objeto, o que você faria? Provavelmente, você agitaria a caixa para perceber o som produzido e a partir dele descreveria o objeto, seu formato, o tipo de material de que é feito, etc. Você acabou de criar então um modelo que tenta retratar o que acontece.

Os modelos não são fixos. Com o passar do tempo, a ciência descobre novos fatos que irão completá-los, aperfeiçoá-los ou derrubá-los, e, assim, criam-se novos modelos que expliquem com maior clareza tais fatos. Passaremos agora a estudar alguns modelos atômicos que tentam explicar como é e como se comporta um átomo.

### MODELOS ATÔMICOS PRIMITIVOS

O filósofo grego Demócrito (460-370 a.C.) acreditava que, se um pedaço de metal fosse dividido em partes cada vez menores, acabaria chegando, no final, a uma partícula microscópica que não poderia ser mais dividida,

mas que ainda apresentaria as propriedades do metal. Essa partícula seria o "átomo" que em grego significa "indivisível". Demócrito utilizou sua teoria atômica para explicar as propriedades físicas das substâncias. Para a maioria dos filósofos da época, a ideia de átomos era completamente absurda. Como poderia existir algo indivisível se, macroscopicamente, os materiais parecem contínuos?

Para alguns filósofos, entretanto, a ideia de átomos fazia sentido. Um deles foi Epicuro (341-271 a.C.), que fundou uma escola em Atenas. Esse filósofo era um mestre de grande renome e tinha muitos discípulos. A teoria atômica de Demócrito era parte de sua doutrina filosófica.

Platão (428-348 a.C.) e Aristóteles (384-322 a.C.) foram contra essa hipótese atômica e suas ideias prevaleceram durante séculos. A maior parte das correntes iluministas rejeitava ou simplesmente ignorava a teoria atômica de Demócrito. Galileu Galilei (1564-1642) explicou o aparecimento de uma nova substância após uma reação química como sendo decorrente do rearranjo de partes muito pequenas para serem vistas.

Robert Boyle (1627-1691) orientou seu trabalho sobre gases e outros aspectos da Química naquilo que chamou de sua "filosofia corpuscular". Boyle estudou o ar e se perguntou por que era possível comprimi-lo, fazendo com que ocupasse menos e menos espaço. Ele justificou esse comportamento afirmando que o ar era composto de partículas minúsculas que deixavam grandes quantidades de espaços vazios entre elas. Comprimir o gás faria com que as unidades estruturais se aproximassem, diminuindo, assim, tais espaços.



Robert Boyle

## LEIS DAS REAÇÕES QUÍMICAS

### Lei da Conservação da Matéria

O cientista francês Antoine Laurent Lavoisier realizou inúmeras experiências em que pesava os participantes antes e depois da reação química, e verificou que as massas permaneciam inalteradas quando tal reação ocorria em sistema fechado. Com base nesses experimentos, em 1774, enunciou a seguinte lei:

Em uma reação química, a soma das massas dos reagentes é sempre igual à soma das massas dos produtos.

Essa lei, também chamada de Lei de Lavoisier, é também enunciada de modo mais amplo.

Na natureza, nada se cria e nada se perde.  
Tudo se transforma.



Antoine Lavoisier

### Lei das Proporções Definidas

O cientista francês Joseph Louis Proust também realizou cuidadosas investigações sobre o tipo e a quantidade de elementos presentes em diversas substâncias compostas, e chegou a uma importante generalização, em 1797, que é conhecida como Lei de Proust:

Uma mesma substância composta possui sempre a mesma composição qualitativa e quantitativa, independentemente de seu histórico.

A Lei de Proust, posteriormente, foi estendida a qualquer reação química:

Em uma dada reação química, há uma relação fixa entre as massas das substâncias participantes.

Essa lei é a base do cálculo estequiométrico e da utilização de fórmulas e equações químicas tão comuns na Ciência Moderna.

### Lei das Proporções Múltiplas

Depois de ter sido esclarecido que duas ou mais substâncias simples podem se combinar em proporções diferentes, originando compostos diferentes, o cientista inglês John Dalton notou que, se fosse fixada a massa de uma das substâncias, as massas das outras guardariam entre si uma relação de números inteiros e pequenos. Em 1803, esse cientista formulou a seguinte hipótese, que é também conhecida como Lei de Dalton:

Quando dois elementos distintos formam duas ou mais substâncias compostas diferentes, se a massa de um deles permanecer fixa, a do outro irá variar em uma relação de números inteiros e pequenos.

## MODELO ATÔMICO DE DALTON

Durante séculos, a ideia de átomos foi deixada de lado. Porém, no século XIX, o inglês John Dalton, a partir de experiências com reações químicas, retoma o modelo de Demócrito e incrementa o conceito de átomo.

Os seis postulados a seguir resumem o trabalho científico de John Dalton, denominado "Teoria Atômica", publicado em 1803.

**1º Postulado:** A matéria é formada por átomos indivisíveis e indestrutíveis.

*Dalton relacionou a existência de substâncias simples que não podiam ser decompostas às ideias de indivisibilidade e indestrutibilidade dos átomos. Hoje em dia, apesar de a crença atomística persistir, essas ideias não mais fazem parte do modelo atômico atual.*

**2º Postulado:** Todos os átomos de um determinado elemento são idênticos quanto às suas massas e às suas propriedades químicas.

*Para o cientista, a identidade química dos átomos estava relacionada à massa. Atualmente, sabemos que átomos do mesmo elemento devem ser idênticos apenas quanto ao número atômico e quanto às propriedades químicas.*

**3º Postulado:** Átomos de elementos diferentes possuem massas e propriedades diferentes.

*Na atualidade, sabe-se que átomos de elementos diferentes, ainda que apresentem propriedades diferentes, podem ter o mesmo número de massa.*

**4º Postulado:** Átomos de elementos diferentes se combinam em uma proporção fixa para originar determinado composto químico.

*Tal postulado é, ainda hoje, aceito para a maioria dos compostos conhecidos. É bastante nítida a relação entre ele e a Lei das Proporções Definidas de Proust.*

**5º Postulado:** Durante as reações químicas, átomos não são criados nem destruídos, mas apenas rearranjados, formando novas substâncias.

*Nas transformações químicas dos materiais, realmente, não há alteração na identidade química dos átomos. Assim, podemos dizer que esse postulado também é aceito nos dias de hoje.*

**6º Postulado:** Átomos de certo elemento químico não podem se converter em átomos de outro elemento.

*Dalton baseou sua teoria atômica no comportamento da matéria durante reações químicas. Não conhecia, portanto, as reações nucleares, em que ocorre transmutação (natural ou artificial) de átomos.*

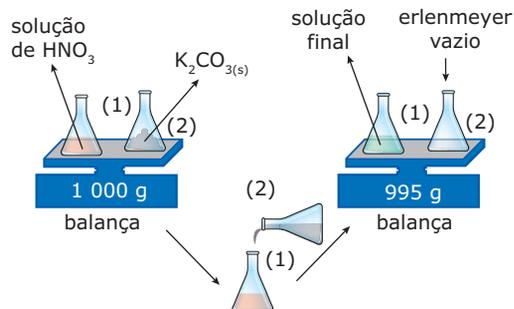


John Dalton

## EXERCÍCIOS DE FIXAÇÃO

- 01.** (UFTM-MG) Indique, para as leis ponderais, a alternativa **INCORRETA**.
- As massas de um elemento químico, que se combinam com uma massa fixa de um segundo elemento para formar compostos diferentes, estão entre si numa proporção de números inteiros, em geral pequenos.
  - Diferentes amostras de uma mesma substância contêm proporções idênticas dos elementos que a constituem.
  - Quando as massas de dois elementos, que reagem com a mesma massa de um terceiro elemento, reagirem entre si, elas o farão na mesma proporção das massas anteriores (ou múltiplos ou submúltiplos simples dessa relação).
  - Quando dois elementos se unem para formar um composto, a razão entre as massas que se combinam é sempre uma razão de números inteiros e pequenos.
  - A massa total de um sistema fechado não varia, qualquer que seja a reação química que aí se verifique.

- 02.** (PUC-SP) Querendo verificar a Lei de Conservação das Massas (Lei de Lavoisier), um estudante realizou a experiência esquematizada a seguir:



Terminada a reação, o estudante verificou que a massa final era menor que a massa inicial. Assinale a alternativa que explica o ocorrido.

- A Lei de Lavoisier só é válida nas condições normais de temperatura e de pressão.
  - A Lei de Lavoisier não é válida para reações em solução aquosa.
  - De acordo com a Lei de Lavoisier, a massa dos produtos é igual à massa dos reagentes, quando estes se encontram no mesmo estado físico.
  - Para que se verifique a Lei de Lavoisier, é necessário que o sistema seja fechado, o que não ocorreu na experiência realizada.
- 03.** 4,0 g de cálcio adicionados a 22,0 g de bromo fornecem 20,0 g de brometo de cálcio ao lado de 6,0 g de bromo em excesso. Em uma segunda experiência, 1,6 g de cálcio são adicionados a 4,8 g de bromo. **DETERMINE**
- a massa de brometo de cálcio obtida.
  - a massa e a natureza do reagente em excesso.
- 04.** (UFU-MG) Podemos considerar que Dalton foi o primeiro cientista a formalizar, do ponto de vista quantitativo, a existência dos átomos. Com base na evolução teórica e considerando os postulados de Dalton citados a seguir, marque a única alternativa considerada **CORRETA** nos dias atuais.
- Os átomos de um elemento são todos idênticos.
  - Uma substância elementar pode ser subdividida até se conseguirem partículas indivisíveis chamadas átomos.
  - Dois ou mais átomos podem combinar-se de diferentes maneiras para formar mais de um tipo de composto.
  - É impossível criar ou destruir um átomo de um elemento químico.
- 05.** (Unimontes-MG-2007) A busca da simplicidade dentro da complexidade da natureza levou John Dalton a propor o seu modelo de átomo, tendo como base as razões das massas dos elementos que se combinaram para formar compostos. A hipótese atômica que contraria o modelo proposto por Dalton é:
- Uma transformação resulta em novos átomos.
  - Os átomos de um mesmo elemento são idênticos.
  - Átomos diferentes apresentam massas diferentes.
  - Um composto resulta da combinação de átomos.



- 09.** (UFF-RJ–2009) Desde a Antiguidade, diversos povos obtiveram metais, vidro, tecidos, bebidas alcoólicas, sabões, perfumes, ligas metálicas; descobriram elementos e sintetizaram substâncias que passaram a ser usadas como medicamentos. No século XVIII, a Química, a exemplo da Física, torna-se uma ciência exata. Lavoisier iniciou na Química o método científico, estudando os porquês e as causas dos fenômenos. Assim, descobriu que as transformações químicas e físicas ocorrem com a conservação da matéria. Outras leis químicas também foram propostas e, entre elas, as ponderais, ainda válidas.

Com base nas leis ponderais, pode-se afirmar que, segundo

- I. a Lei da Conservação das Massas (Lavoisier), 1,0 g de ferro, ao ser oxidado pelo oxigênio, produz 1,0 g de óxido férrico;
- II. a Lei da Conservação das Massas, ao se usar 16,0 g de oxigênio molecular para reagir completamente com 40,0 g de cálcio, são produzidas 56 g de óxido de cálcio;
- III. a Lei das Proporções Definidas, se 1,0 g de ferro reage com 0,29 g de oxigênio para formar o composto óxido ferroso, 2,0 g de ferro reagirão com 0,87 g de oxigênio, produzindo o mesmo composto;
- IV. a Lei das Proporções Múltiplas, dois mols de ferro reagem com dois mols de oxigênio para formar óxido ferroso; logo, dois mols de ferro reagirão com três mols de oxigênio para formar óxido férrico.

Assinale a alternativa **CORRETA**.

- A) As afirmativas I e II estão corretas.
- B) A afirmativa II está correta.
- C) As afirmativas II e III estão corretas.
- D) As afirmativas II e IV estão corretas.
- E) A afirmativa III está correta.

- 10.** Os modelos atômicos são especialmente importantes para o entendimento de vários fenômenos e propriedades da matéria. A Teoria Atômica proposta por Dalton no início do século XIX ainda é útil para explicar determinadas transformações e leis atualmente aceitas. Assinale a alternativa que **NÃO** condiz com a Teoria Atômica de Dalton.
- A) Lei das proporções constantes das massas de substâncias participantes de uma reação química.
  - B) Comportamento dos gases ideais.
  - C) Corrosão de metais.
  - D) Teoria das colisões moleculares utilizada para explicar a velocidade de reações químicas entre reagentes gasosos.

- 11.** (PUC Minas–2007) Assinale a afirmativa que descreve **ADEQUADAMENTE** a Teoria Atômica de Dalton.

Toda matéria é constituída de átomos,

- A) os quais são formados por partículas positivas e negativas.
- B) os quais são formados por um núcleo positivo e por elétrons que gravitam livremente em torno desse núcleo.
- C) os quais são formados por um núcleo positivo e por elétrons que gravitam em diferentes camadas eletrônicas.
- D) e todos os átomos de um mesmo elemento são idênticos.

## SEÇÃO ENEM

- 01.** A mais famosa e venerada das relíquias de Cristo é o Santo Sudário de Turim. Tido como o lençol no qual foi embrulhado o corpo de Cristo depois de sua morte, o tecido foi submetido em 1988 à datação com o isótopo 14 do carbono por cientistas da Universidade do Arizona, nos Estados Unidos. O resultado mostra que o pano teria sido fabricado mais de 1 000 anos após a morte de Cristo. Mas exames posteriores, realizados na Universidade de San Antonio, do Texas, constataram que o resultado do primeiro teste não era definitivo. O Santo Sudário poderia ser da época da morte de Cristo. É a única contribuição que a ciência pode dar ao caso. Sabe-se que as marcas deixadas no lençol, a imagem de um homem flagelado em negativo, não foram produzidas por nenhum processo de pintura conhecido até a época em que foi encontrado, no século XIV. Afora isso, tudo passa a ser uma questão de fé. Para a Igreja, essa é a relíquia da Paixão de Cristo que merece mais credibilidade.

VEJA, ano 32, n.º 16, 21 abr. 1999 (Adaptação).

Com relação às leis das reações químicas e à Teoria Atômica de Dalton, pode-se afirmar que

- A) a Teoria Atômica de Dalton prevê a existência de diferentes isótopos para o átomo de carbono.
- B) a oxidação do Santo Sudário ao longo dos anos incorporou massa ao tecido. Essa afirmação contraria a Lei de Lavoisier.
- C) a datação com carbono-14 baseia-se na fragmentação de átomos de carbono com emissão de partículas, o que era previsto pelo modelo atômico de Dalton.
- D) durante o processo de datação com carbono-14 ocorre a formação de nitrogênio-14 com perda de massa. Tal transformação não pode ser explicada pelo modelo atômico de Dalton nem pela Lei de Lavoisier.
- E) a Teoria Atômica de Dalton fornece base teórica para explicar a idade do Santo Sudário.

02. Parece-me provável que Deus, no início, formou a matéria em partículas sólidas, maciças, duras, impenetráveis e móveis, de tamanhos e formatos tais, e com tais outras propriedades, e em tal proporção, de modo a melhor conduzi-las à finalidade para a qual Ele as formou; e que essas partículas primitivas, sendo sólidas, são incomparavelmente mais duras do que quaisquer corpos porosos compostos por elas. São tão duras que nunca se desgastariam ou se quebrariam. Nenhum poder comum seria capaz de dividir o que o próprio Deus fez Um, na primeira criação.

Isaac Newton

Dalton interpretou o corpuscularismo newtoniano de maneira bastante peculiar. Aquilo que Newton apresentou como hipótese, na leitura de Dalton transformou-se em clara demonstração.

VIANA, Hélio Elael Bonini. *A construção da Teoria Atômica de Dalton como estudo de caso* – e algumas reflexões para o ensino de Química. São Paulo, 2007.

Após vários estudos sobre o comportamento dos gases e das Leis Ponderais, Dalton propõe um modelo de estrutura da matéria. Algumas concepções newtonianas podem ser identificadas no seguinte postulado de Dalton:

- A) A matéria é constituída por átomos que não podem ser decompostos, ou seja, são indestrutíveis e maciços.
- B) Todos os átomos do mesmo elemento são idênticos e apresentam a mesma massa e forma.
- C) Os compostos são formados por um número fixo de átomos de seus elementos constituintes.
- D) Se existir mais de um composto formado por dois elementos diferentes, os números dos átomos de cada elemento nos compostos guardam entre si uma razão de números inteiros.
- E) As interações entre átomos de hidrogênio e oxigênio para formar água ocorrem na razão de um para um, obedecendo assim à chamada “regra da máxima simplicidade”.

## GABARITO

### Fixação

- 01. D
- 02. D
- 03. A) 6,0 g  
B) 0,4 g de cálcio
- 04. C
- 05. A

### Propostos

- 01. Não. Se a queima tivesse sido realizada em sistema fechado, poderíamos comprovar a Lei de Lavoisier. O aumento de massa deveu-se à incorporação de substância gasosa, no caso, o gás oxigênio.
- 02. B      03. C      04. D

- 05. A) 150 g do composto  
B) 30 g de B em excesso
- 06. A) Composto A:  
87,0 g de iodo — 13,0 g de flúor  
Composto B:  
69,0 g de iodo — 31,0 g de flúor  
87,0 g de iodo — x g de flúor  
x = 39,1 g de flúor  
Composto C:  
57,0 g de iodo — 43,0 g de flúor  
87,0 g de iodo — y g de flúor  
y = 65,6 g de flúor  
As massas formam uma proporção, segundo a Lei de Dalton, no caso, 1:3:5.  
B) É possível deduzir, usando apenas os dados fornecidos para o composto A, que sua fórmula mínima é IF, pois a proporção em mols é 1:1.  
127,0 g de iodo — 1 mol  
87,0 g de iodo — x mol  
x = 0,685 mol  
19,0 g de flúor — 1 mol  
13,0 g de flúor — y mol  
y = 0,684 mol

07. Lei de Lavoisier:

$$m_{\text{reagentes}} = m_{\text{produtos}} = 36 \text{ g (1º caso) e } 46 \text{ g (2º caso)}$$

Lei de Proust:

$$\frac{21}{28} = \frac{12}{16} = \frac{33}{44}$$

- 08.

	Massa de enxofre que reagiu	Massa de mercúrio que reagiu	Massa do composto
Experimento I	1 g - 0,2 g = 0,8 g	5 g	5,8 g
Experimento II	1,6 g	12 g - 2 g = 10 g	11,6 g

- Obedece a Lei de Lavoisier ou Lei da Conservação das Massas:  
Exp. I: 0,8 g + 5 g = 5,8 g  
Exp. II: 1,6 g + 10 g = 11,6 g

- Obedece a Lei de Proust ou Lei das Proporções Constantes:

$$\frac{m_{\text{Exp. I}}}{m_{\text{Exp. II}}} = \frac{0,8 \text{ g}}{1,6 \text{ g}} = \frac{5 \text{ g}}{10 \text{ g}} = \frac{5,8 \text{ g}}{11,6 \text{ g}} = \frac{1}{2}$$

09. D      10. C      11. D

### Seção Enem

- 01. D
- 02. A

# QUÍMICA

## Natureza elétrica da matéria e núcleo atômico

MÓDULO  
02

FRENTE  
C

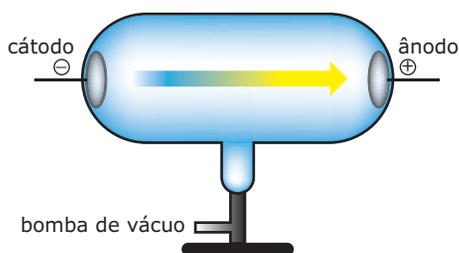
### AS EXPERIÊNCIAS DE FARADAY ENVOLVENDO ELETRICIDADE

O século XIX apresentou progressos notáveis na área da ciência química, mas poucos contribuíram diretamente para nosso conhecimento da natureza dos átomos. Não houve maior progresso nessa área enquanto não se conheceu melhor a natureza da eletricidade.

Michael Faraday (1813-1834) encontrou uma relação precisa entre a quantidade de eletricidade necessária e a quantidade de transformação química que ocorre na eletrólise. A relação entre corrente elétrica e transformações químicas evoluiu na eletroquímica moderna.

### OS TUBOS DE RAIOS CATÓDICOS

Nos anos que se seguiram a 1855, quando se desenvolveu os tubos de raios catódicos, muitos cientistas estudaram as propriedades da eletricidade. Um tubo de raios catódicos simples é um tubo de vidro em que foi feito vácuo, tendo em cada extremidade eletrodos de metal, um negativo (cátodo) e um positivo (ânodo). Quando se aplicam altas voltagens aos eletrodos, os raios catódicos (correntes de elétrons) fluem do cátodo para o ânodo.

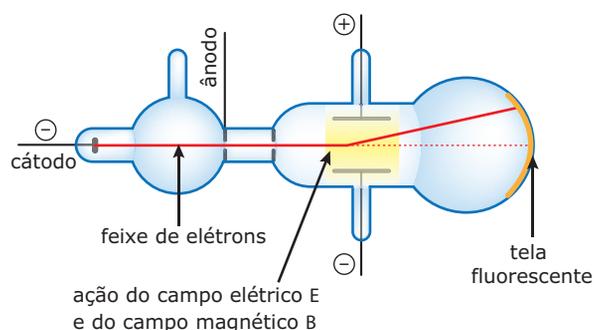


Tubo de raios catódicos

### A DETERMINAÇÃO DA RELAÇÃO CARGA / MASSA DO ELÉTRON

Uma vez que os raios catódicos são um fluxo de elétrons, aqueles constituem um meio ideal para o estudo das propriedades dos elétrons. Os raios que se movem em linha reta são independentes do material dos eletrodos e do gás residual que existe no tubo. Eles tornam as paredes do tubo

fluorescentes (brilhantes), formam uma sombra quando se coloca um objeto em seu caminho e podem ser desviados por um ímã. Em 1897, J. J. Thomson idealizou um tubo de raios catódicos semelhante ao que se mostra na figura a seguir, a fim de medir a massa e a carga do elétron. O princípio em que se baseia esse instrumento é semelhante ao efeito do vento desviando uma bola que se arremessa. Com o ar parado, a bola segue em linha reta, mas, se há um vento lateral, ele desvia a bola para um lado. Se conhecermos a força do vento e a massa da bola, poderemos prever qual o desvio que ela irá sofrer. Por exemplo, uma bola de golfe desviará muito menos que uma bola de pingue-pongue, devido à diferença entre suas massas. Portanto, o desvio permitirá calcular a massa.



Experimento: Raios catódicos sob a ação de um campo elétrico.

Com os raios catódicos, é um pouco mais complicado do que com bolas de golfe, porque o efeito do vento é substituído por um campo elétrico e um campo magnético, que agem sobre o elétron carregado negativamente. O desvio produzido é proporcional à carga do elétron e inversamente proporcional a sua massa. Visto que esse tipo de medida dá apenas uma resposta, encontramos na experiência de Thomson somente o valor da relação carga / massa.

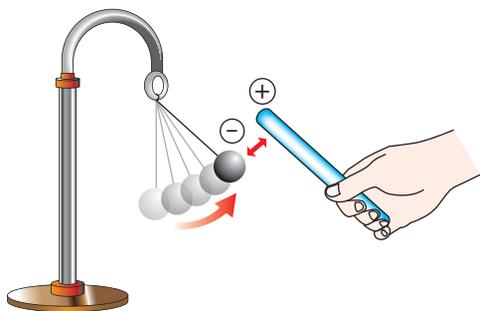
### MODELO DE THOMSON

O átomo de Dalton era neutro, ou seja, não possuía cargas elétricas.

Como explicar, então, a atração existente entre um pedaço de vidro e um pano de lã, após serem atritados um contra o outro? Se os átomos fossem neutros, não poderíamos presenciar tal fenômeno.

Ao atritarmos o bastão de vidro com um pedaço de lã, ocorre uma troca de cargas elétricas negativas entre os dois, de modo que o vidro fica com falta de cargas negativas, e a lã, com excesso de cargas negativas.

Esse bastão, já carregado pelo atrito, pode atrair uma bolinha de papel inicialmente neutra.

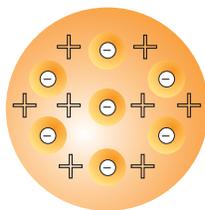


Eletrização por indução

Como o vidro, a lã e o papel também são formados por átomos, e os átomos devem possuir cargas elétricas positivas e negativas.

Thomson, a partir de seus experimentos com os tubos de raios catódicos, criou um modelo em que o átomo era formado por cargas positivas e negativas.

Tal modelo foi chamado de "pudim de ameixas ou pudim de passas". A massa desse pudim era formada pelas cargas positivas e deveria estar recheada com cargas negativas, as passas. Esse modelo é capaz de explicar tais atrações.



"Pudim de passas"

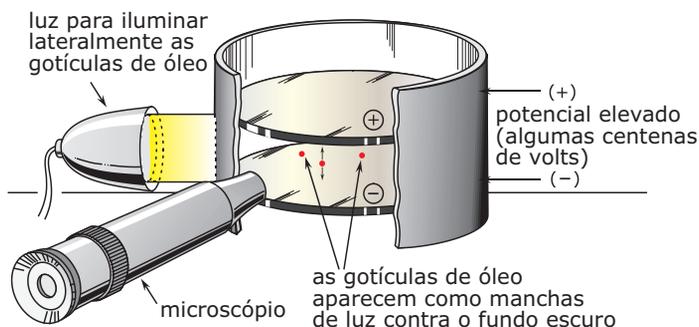
Para Thomson, o átomo era uma esfera positiva e eletricamente neutra, devido às cargas negativas espalhadas por toda a sua extensão. Com esse modelo, começava-se a admitir a divisibilidade do átomo e a reconhecer a natureza elétrica da matéria.

Para você entender melhor o que era esse modelo, compare o átomo de Thomson a um panetone de forma esférica. Os pedaços de frutas cristalizadas em seu interior e na periferia seriam as cargas negativas espalhadas na massa positiva.

## A DETERMINAÇÃO DA CARGA DO ELÉTRON

Várias tentativas foram feitas para resolver se a carga elétrica poderia ter qualquer grandeza ou somente variar em estágios, por incrementos regulares. Robert Andrews Millikan e seus colaboradores determinaram a evidência experimental que solucionou o problema. Millikan descobriu que, se gotículas de óleo fossem pulverizadas em uma pequena câmara, era possível observar o movimento de uma única gota com o microscópio. Devido à ação da gravidade, a gotícula cai através

do ar com uma velocidade uniforme, que é determinada pelo seu tamanho e pela temperatura e pressão no aparelho. Este é mostrado de forma esquemática na figura a seguir.



Experimento de Millikan

Nos experimentos de Millikan, a maioria das gotículas tornavam-se eletricamente carregadas pelo atrito durante o processo de pulverização ou por outras causas. Era possível alterar a velocidade de queda das gotículas pela aplicação de um potencial elétrico entre as placas de metal colocadas nas partes superior e inferior da câmara. Realmente, pela ação da força elétrica produzida pela diferença de potencial, uma determinada gotícula carregada poderia ter sua velocidade de queda aumentada ou diminuída, ser forçada a parar ou ainda a movimentar-se para cima. Quando a diferença de potencial elétrico entre as placas era exatamente suficiente para fazer parar a gotícula, a força gravitacional e a força elétrica estavam equilibradas. Medindo-se separadamente a massa da gotícula, foi possível calcular a força elétrica necessária para manter a gotícula estacionária.

Utilizando os seus dados experimentais e a Lei de Coulomb (que relaciona a carga e a distância com a força), Millikan conseguiu calcular a grandeza da carga da gotícula. O seu aparelho pode ser considerado como uma balança delicada para comparar forças gravitacional e elétrica.

Millikan descreveu suas conclusões acerca da carga elétrica com estas palavras: *Realmente, deste modo eu observei a captura de vários milhares de íons e nunca encontrei um, cuja carga, quando medida como anteriormente, não tivesse exatamente o mesmo valor da menor carga capturada, ou um múltiplo muito pequeno desse valor. Aqui, portanto, está uma prova direta e inatacável de que o elétron não é uma média estatística, mas que as cargas elétricas encontradas nos íons têm todas o mesmo valor ou, então, múltiplos inteiros e pequenos desse valor.\**

A partir desses dados, Millikan calculou a carga do elétron como sendo de  $1,591 \times 10^{-19}$  coulombs. Entretanto, a conclusão qualitativa é mais importante do que o resultado quantitativo. O valor de qualquer carga negativa corresponde a múltiplos de uma carga unitária, que é a carga do elétron.

\* MILLIKAN, R. A. Electrons (+ and -), Protons, Photons, Neutrons, and Cosmic Rays. Chicago: The University of Chicago Press, 1935. p. 72.

Até hoje, ninguém conseguiu produzir ou demonstrar a existência de carga negativa de grandeza menor do que  $1,591 \times 10^{-19}$  coulombs; atualmente, o valor mais preciso é  $1,60186 \times 10^{-19}$  coulombs.

Para explicar as observações experimentais, concluiu-se que as cargas dos íons devem diferir em pequenas quantidades ou que as massas desses íons devem diferir. A partir do trabalho de Millikan, parece que pelo menos a carga negativa aparece em unidades discretas, mas Millikan trabalhou com gotículas de óleo que continham inicialmente cargas positivas e negativas. Entretanto, todas as cargas positivas e negativas que ele observou eram sempre múltiplas de uma carga unitária, a carga do elétron. Se, na matéria, os elétrons são unidades de carga negativa que neutralizam unidades de carga positiva, essas cargas negativas e positivas devem vir em conjuntos de grandeza igual. Se assim não fosse, as cargas negativas e positivas em um objeto nem sempre dariam exatamente zero ou um múltiplo inteiro da unidade de carga eletrônica. Como podem ser interpretados os dados experimentais que indicaram variações da relação carga / massa nos íons positivos?

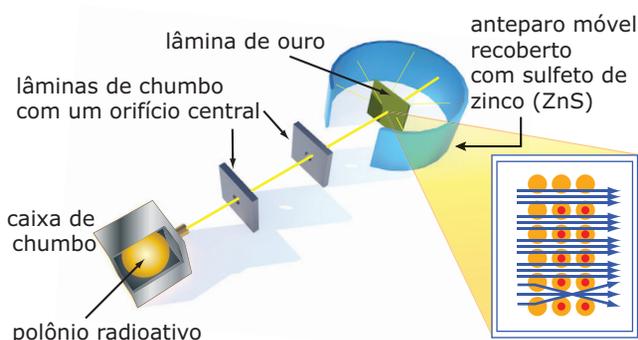
A única maneira de responder essa pergunta parece exigir que os átomos de um mesmo elemento difiram em massa, surgindo, assim, a ideia de que elementos químicos podem apresentar **isótopos**, mas tal resposta contradiz a teoria de Dalton, que, no entanto, provou ser adequada à interpretação das observações feitas em sistemas químicos.

## A EXPERIÊNCIA DE RUTHERFORD

Lord Ernest Rutherford foi o homem que revolucionou o conceito de átomo.

A partir da realização de uma experiência que consistia no bombardeamento de uma radiação emitida pelo polônio (Po) sobre uma fina placa de ouro (da espessura de uma folha de papel), Rutherford derrubou os modelos anteriores, mostrando ao mundo um modelo mais completo do que os iniciais.

### A experiência de Rutherford



O elemento radioativo polônio foi colocado em uma caixa de chumbo com uma pequena abertura por onde sairia um feixe de partículas radioativas com cargas positivas, chamadas de partículas alfa ( $\alpha$ ).

Houve a necessidade de se colocar placas de chumbo com pequenos orifícios em seus centros, para direcionar o feixe, a fim de atingir a lamínula de ouro.

### OBSERVAÇÃO

O chumbo foi utilizado pois é um material muito denso que evita o espalhamento da radiação.

Envolveu-se todo o sistema com um filme fluorescente que serviria para demonstrar se as partículas atravessariam ou refletiriam ao se chocarem com a lamínula de ouro. Quando uma partícula alfa se chocava com esse filme, havia uma emissão de luz que provocava, no ponto onde houve o choque, uma mancha.

Durante a realização desse experimento, Rutherford observou que a maioria das partículas alfa que chegaram a se chocar com a lamínula de ouro conseguiu atravessá-la.

No filme fluorescente, manchas centrais foram causadas pelas partículas que atravessaram a lamínula. As manchas das extremidades do filme foram causadas pelas partículas refletidas.

Rutherford descreveu seu trabalho com as seguintes palavras: "Eu gostaria de usar este exemplo para mostrar o quão frequentemente descobrimos fatos importantes por acidente. Nos primeiros dias, eu havia observado o desvio de partículas alfa, e o Dr. Geiger havia examinado esse fenômeno com detalhe, em meu laboratório, verificando que, em pedaços finos de metal pesado, o desvio era usualmente pequeno, da ordem de um grau. Um dia Geiger chegou-se a mim e disse: Você não acha que o jovem Marsden, que estou treinando em métodos radioativos, deveria iniciar uma pequena pesquisa? Como eu também havia pensado nisso, respondi: Por que não deixar que ele verifique se algumas partículas alfa podem ser desviadas de um grande ângulo? Devo confessar que eu não acreditava que isso acontecesse, uma vez que sabíamos que a partícula alfa era muito rápida, pesada e com uma grande quantidade de energia, e poder-se-ia prever que, se o desvio total era devido ao efeito acumulado de uma série de pequenos desvios, a possibilidade de uma partícula alfa voltar para trás era muito pequena. Lembro-me, então, que dois ou três dias mais tarde Geiger chegou muito excitado, dizendo: Fomos capazes de obter algumas partículas alfa que retornaram em direção à fonte. Foi, talvez, a coisa mais incrível que já me aconteceu. Foi quase tão inacreditável como se atirássemos uma granada de 15 polegadas contra uma folha de papel e ela voltasse, atingindo-nos. Refletindo sobre o assunto, constatei que esse retorno deveria ser o resultado de uma única colisão e, quando fiz alguns cálculos, verifiquei ser impossível obter

qualquer coisa dessa ordem de grandeza, a não ser que se tivesse um sistema onde a maior parte da massa do átomo estivesse concentrada em um núcleo diminuto. Foi, então, que idealizei o átomo como tendo um pequeno centro maciço e dotado de carga. Calculei matematicamente quais as leis que o desvio deveria obedecer e descobri que o número de partículas desviadas de um determinado ângulo deveria ser proporcional à espessura da lâmina metálica, ao quadrado da carga nuclear e inversamente proporcional à quarta potência da velocidade. Essas deduções foram mais tarde confirmadas por Geiger e Marsden em uma série de belos experimentos.”

RUTHERFORD, Ernest. *The Development of the Theory of Atomic Structure*, 1936. In: NEEDHAM, J.; PAGE, W. J. *Background to Modern Science*. New York: The MacMillan Company, 1938.

## As conclusões iniciais de Rutherford

Os resultados foram explicados supondo-se que o átomo possui um centro ou um núcleo de diâmetro muito pequeno, onde estão concentradas cargas elétricas de um único tipo. Esse núcleo carregado deve ser muito maciço ou mantido fixo por forças existentes dentro do sólido, ou ambas as coisas, pois algumas das partículas alfa são bastante desviadas de seu trajeto original. Como os elétrons têm carga negativa, deve-se concluir que esse núcleo central maciço é carregado positivamente e que o desvio das partículas alfa positivas é o resultado de uma repulsão eletrostática.

De acordo com os cálculos de Rutherford, o raio do núcleo é cerca de 1/10 000 do raio do átomo, ou mesmo menos que isso. Como o volume de uma esfera é proporcional ao cubo do seu raio, o volume de um átomo deve ser  $10^{12}$  vezes maior que o volume do seu núcleo. Como a maior parte da massa de um átomo está concentrada no núcleo, a densidade deste deve ser, pelo menos,  $10^{12}$  vezes maior que a densidade do átomo. Se isso for verdade, então os elétrons devem ocupar um volume muito maior do que o do núcleo.

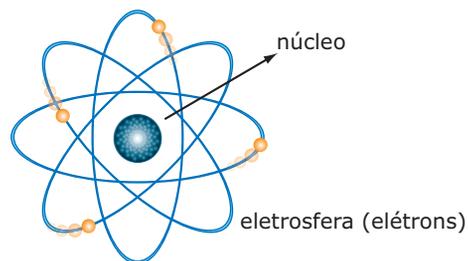
Se, na realidade, um núcleo carregado positivamente é o responsável pelo desvio de partículas alfa positivas (devido à repulsão coulômbica), então o número de partículas alfa desviadas de um dado ângulo dependerá da grandeza da carga do núcleo. Núcleos de alta carga, evidentemente, desviarão de um determinado ângulo mais partículas alfa do que núcleos de carga pequena.

Rutherford deduziu a relação matemática que descreve como os números relativos de partículas alfa desviadas de

um dado ângulo dependem da carga nuclear. H. Geiger e E. Marsden verificaram ser possível atribuir um valor numérico para a carga nuclear de carbono, alumínio, ouro e outros metais. Descobriram também que essa carga nuclear era, aproximadamente, igual à metade da grandeza da massa atômica, desde que a carga nuclear positiva fosse expressa em unidades de grandeza igual à carga do elétron.

## Modelo de Rutherford

A partir dessas conclusões, Rutherford propôs um novo modelo atômico: o modelo “planetário”, em que o átomo é comparado com o sistema solar. O núcleo central positivo, pequeno e denso, com elétrons girando em órbitas circulares ao seu redor, como os planetas giram em torno do Sol.



## PARTÍCULAS SUBATÔMICAS

Os prótons, os nêutrons e os elétrons formam conjuntos denominados átomos. Um átomo é um conjunto formado por um certo número de prótons e nêutrons, constituindo um núcleo, ao redor do qual gira um número de elétrons igual ao número de prótons, que constitui a eletrosfera.

Partículas	Região (localização)	Carga elétrica	Massa absoluta / g	Massa relativa
Prótons	Núcleo	+1	$1,672 \times 10^{-24}$	1
Nêutrons	Núcleo	0	$1,675 \times 10^{-24}$	1
Elétrons	Eletrosfera	-1	$9,109 \times 10^{-28}$	$\frac{1}{1836}$

### OBSERVAÇÃO

Note que a massa do nêutron é levemente maior do que a massa do próton. Já a massa do elétron é considerada desprezível, pois a massa de 1 836 elétrons é igual à massa de 1 próton.

## NÚMEROS QUÍMICOS

### Número atômico (Z)

Os elementos químicos conhecidos podem ser colocados na ordem crescente de suas massas atômicas, a partir do elemento de menor massa, que é o hidrogênio. Pode-se também obter uma relação dos elementos, dispondo-os na ordem crescente do número de unidades de carga nuclear, obtido por Rutherford. Comparando-se essas duas relações, vê-se que a ordem dos elementos é praticamente a mesma. O número de unidades de carga positiva do núcleo do átomo de qualquer elemento químico é chamado **número atômico** desse elemento.

Rutherford pôde fazer apenas uma estimativa grosseira dos números atômicos dos elementos. Desde então, outros métodos têm fornecido dados mais precisos, que confirmaram plenamente as suas conclusões.

Um elemento químico pode agora ser definido de um modo diferente do processo operacional. A nova definição é essencialmente uma definição conceitual e estabelece que um elemento químico é um conjunto de átomos que têm todos o mesmo número atômico (carga nuclear).

O desenvolvimento da teoria dos átomos mostra que os números atômicos precisam ser números inteiros. Isso significa que, quando os elementos estão dispostos na ordem crescente de seus números atômicos, não pode, logicamente, haver um elemento colocado entre o hidrogênio e o hélio, ou seja, um elemento de número atômico 1,5. Se tal elemento for encontrado, nossas ideias atuais sobre átomos, eletricidade e sistemas químicos deverão sofrer uma transformação radical.

O número de partículas constituintes dos átomos é muito importante, pois é o que diferencia um átomo de outro. Na realidade, é o número de prótons do átomo que o caracteriza quimicamente. Esse número é importantíssimo e é chamado de número atômico, representado pela letra **Z** (número atômico Z é o número de prótons do átomo).

<b>Exemplos:</b>	Hidrogênio	Z = 1
	Hélio	Z = 2
	Cloro	Z = 17
	Ferro	Z = 26

Dizemos que átomos do mesmo número atômico são átomos de um mesmo elemento químico. Por definição:

Elemento químico é um conjunto de átomos de mesmo número atômico.

Assim, elemento químico hidrogênio é o conjunto de átomos de  $Z = 1$ . Elemento químico hélio é o conjunto de átomos de  $Z = 2$ , e assim por diante.

Cada Z corresponde a um **único** elemento químico e vice-versa.

Número atômico (Z)  $\leftrightarrow$  Elemento químico

Os elementos químicos encontrados na natureza têm Z variando de 1 a 92. Artificialmente, a partir de 1942, foram obtidos elementos com  $Z > 92$ . Atualmente, já foi obtido o elemento de número atômico  $Z = 118$ , ao qual ainda não foi atribuído nome.

### Número de massa (A)

O número de nêutrons de um átomo não interfere nas suas características químicas. Assim, átomos com diferentes números de nêutrons, mas com o mesmo número de prótons, são átomos do mesmo elemento químico. O número de prótons somado ao número de nêutrons interfere apenas na massa do átomo.

A massa do átomo é dada pelo seu número de prótons e nêutrons, pois a massa dos elétrons é desprezível em relação à dos prótons e à dos nêutrons. O número de prótons somado ao número de nêutrons de um átomo é chamado de **número de massa** e é representado pelo símbolo **A**.

Número de massa (A) de um átomo é o seu número de prótons somado ao seu número de nêutrons.

Quando um átomo é eletricamente neutro, o seu número de prótons é igual ao de elétrons. Como a carga elétrica de um próton é neutralizada exatamente pela carga elétrica de um elétron e vice-versa, para que o átomo seja uma partícula eletricamente neutra, o seu número de prótons deverá ser igual ao seu número de elétrons.

Podemos representar o número de massa A como a soma do número atômico Z e do número de nêutrons N.

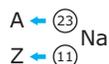
Assim:

$$A = Z + N$$

## Representação de um elemento

Para representarmos um átomo de um elemento químico, geralmente colocamos o seu símbolo no centro, acima, o seu número de massa e, abaixo, o seu número atômico.

**Exemplo:** O elemento sódio.



Observe que o número de massa é sempre maior do que o número atômico, pois  $A = Z + N$ , exceto no caso do isótopo prótio do hidrogênio, em que  $N = 0 \Rightarrow A = Z$ , ( ${}^1_1\text{H}$ ).

No caso de representarmos um íon, geralmente colocamos sua carga elétrica à direita e acima do símbolo:

**Exemplo:**  ${}^{40}_{20}\text{Ca}^{2+}$

## SEMELHANÇAS ATÔMICAS

### Isótopos

Átomos com igual número atômico (igual Z) e diferentes números de massa (diferentes A) são isótopos de um mesmo elemento químico.

Dizemos que isótopos de um mesmo elemento são isótopos entre si. Assim,  ${}^1\text{H}$ ,  ${}^2\text{H}$  e  ${}^3\text{H}$  são isótopos entre si, ou seja, são diferentes isótopos do mesmo elemento hidrogênio.

Isótopos entre si são isótopos do mesmo elemento, portanto, com o mesmo Z e com o mesmo número de prótons. Como os isótopos são átomos, também apresentam igual número de elétrons. Isótopos entre si diferem no número de nêutrons e, portanto, no número de massa (A). Veja na tabela a seguir o número de prótons, elétrons e nêutrons dos isótopos do hidrogênio, tomados como exemplos.

Isótopos	Z	A	p <sup>+</sup>	e <sup>-</sup>	n <sup>0</sup>
${}^1\text{H}$	1	1	1	1	0
${}^2\text{H}$	1	2	1	1	1
${}^3\text{H}$	1	3	1	1	2

p<sup>+</sup> = número de prótons

e<sup>-</sup> = número de elétrons

n<sup>0</sup> = número de nêutrons

Isótopos de um mesmo elemento não têm nomes diferentes, porém, no caso do hidrogênio, foram dados nomes diferentes aos seus isótopos. Os isótopos dos demais elementos são nomeados com os próprios nomes dos elementos, acompanhados dos respectivos números de massa.

**Exemplos:**

Oxigênio-16  $\Rightarrow$  é o nome do isótopo de oxigênio com A = 16.

Cloro-37  $\Rightarrow$  é o nome do isótopo de cloro com A = 37.

Urânio-235  $\Rightarrow$  é o nome do isótopo de urânio com A = 235.

Urânio-238  $\Rightarrow$  é o nome do isótopo de urânio com A = 238.

No caso do hidrogênio, foram dados os seguintes nomes para os seus isótopos:

${}^1\text{H}$   $\Rightarrow$  hidrogênio leve ou prótio

${}^2\text{H}$   $\Rightarrow$  hidrogênio pesado ou deutério

${}^3\text{H}$   $\Rightarrow$  tritério, trício ou trítio

#### OBSERVAÇÃO

Os isótopos também podem ser denominados átomos isotônicos (átomos que possuem o mesmo número de prótons).

### Isóbaros

São átomos de elementos diferentes (com diferentes números atômicos) que apresentam o mesmo número de massa.

**Exemplos:**  ${}^3_1\text{H}$  e  ${}^3_2\text{He}$  (A = 3)

${}^{40}_{18}\text{Ar}$ ,  ${}^{40}_{19}\text{K}$  e  ${}^{40}_{20}\text{Ca}$  (A = 40)

### Isótonos

São átomos de elementos químicos diferentes (números atômicos diferentes) e mesmo número de nêutrons (N).

**Exemplos:**  ${}^3_1\text{H}$  e  ${}^4_2\text{He}$  (2 nêutrons)

${}^{38}_{18}\text{Ar}$ ,  ${}^{39}_{19}\text{K}$  e  ${}^{40}_{20}\text{Ca}$  (20 nêutrons)

Os isótonos são também chamados isoneutrônicos (átomos que possuem o mesmo número de nêutrons).

### Átomos neutros

São eletricamente neutros, ou seja, possuem quantidades de cargas positivas (prótons) e cargas negativas (elétrons) iguais.

número de prótons = número de elétrons

**Exemplos:** O, N, S, F, Na, etc.



- 05.** (UFLA-MG) As afirmações que se seguem dizem respeito a dois elementos A e B.
- B possui massa atômica igual a 39.
  - O número atômico de A é igual a 20.
  - B é isoeletrônico com A<sup>+</sup>.
  - A e B são isótonos.
- Podemos afirmar que
- A e B<sup>+</sup> são isoeletrônicos.
  - o número de massa de A é igual a 40.
  - o número de elétrons de B é igual a 20.
  - o número de nêutrons de A é igual a 17.
  - A e B são isóbaros.

- 05.** (UNESP–2006) No ano de 1897, o cientista britânico J. J. Thomson descobriu, por meio de experiências com os raios catódicos, a primeira evidência experimental da estrutura interna dos átomos. O modelo atômico proposto por Thomson ficou conhecido como “pudim de passas”. Para esse modelo, pode-se afirmar que
- o núcleo atômico ocupa um volume mínimo no centro do átomo.
  - as cargas negativas estão distribuídas homogeneamente por todo o átomo.
  - os elétrons estão distribuídos em órbitas fixas ao redor do núcleo.
  - os átomos são esferas duras, do tipo de uma bola de bilhar.
  - os elétrons estão espalhados aleatoriamente no espaço ao redor do núcleo.

## EXERCÍCIOS PROPOSTOS

- 01.** (PUC Rio) A descoberta do elétron deveu-se a descargas realizadas em tubos de alto vácuo, contendo gás residual. Na experiência, foi observado um feixe que:
- Partia do cátodo.
  - Partia do ânodo.
  - Resultava unicamente da ionização do gás residual.
  - Apresentava deflexão em um campo magnético.
- Pelo exame dos complementos, conclui-se que são **CORRETAS** as alternativas
- I e III.
  - II e III.
  - III e IV.
  - I e IV.
  - II e IV.

- 02.** Com relação às realizações de J. J. Thomson, assinale a alternativa **INCORRETA**.
- O modelo atômico proposto por ele é denominado “Modelo do pudim de passas.”
  - Foi o primeiro a provar que o átomo não era indivisível.
  - As experiências de descargas elétricas em alto vácuo, em tubos de Crookes, foi suporte para o seu modelo atômico.
  - Determinou em seu experimento a massa e a carga do elétron.

- 03.** (PUC RS) O átomo, na visão de Thomson, é constituído de
- níveis e subníveis de energia.
  - cargas positivas e negativas.
  - núcleo e eletrosfera.
  - grandes espaços vazios.
  - orbitais.

- 04.** (UFLA-MG–2006) 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:
- O átomo é indivisível.
  - Os elétrons ocupam orbitais com energias bem definidas.
  - O átomo sofre decaimento radioativo naturalmente.
  - O átomo é maciço e poderia ser associado a um “pudim de passas”.

- 06.** (PUC RS–2007) Um experimento conduzido pela equipe de Rutherford consistiu no bombardeamento de finas lâminas de ouro, para estudo de desvios de partículas alfa. Rutherford pôde observar que a maioria das partículas alfa atravessava a fina lâmina de ouro, uma pequena parcela era desviada de sua trajetória e uma outra pequena parcela era refletida. Rutherford então idealizou um outro modelo atômico, que explicava os resultados obtidos no experimento.

Em relação ao modelo de Rutherford, afirma-se que:

- O átomo é constituído de duas regiões distintas: o núcleo e a eletrosfera.
- O núcleo atômico é extremamente pequeno em relação ao tamanho do átomo.
- Os elétrons estão situados na superfície de uma esfera de carga positiva.
- Os elétrons movimentam-se ao redor do núcleo em trajetórias circulares, denominadas níveis, com valores determinados de energia.

As afirmativas **CORRETAS** são, apenas,

- I e II.
- II e IV.
- I, II e III.
- I e III.
- III e IV.

- 07.** (PUC Minas–2006) O modelo atômico de Rutherford **NÃO** inclui, especificamente,
- nêutrons.
  - núcleo.
  - próton.
  - elétron.

- 08.** (UFJF-MG–2010) Associe a coluna da esquerda, que descreve os modelos atômicos, com a da direita, em que se encontram os cientistas que as propuseram.

Modelo	Cientista
A. Os átomos são partículas esféricas maciças e indivisíveis.	I. Modelo atômico de Rutherford
B. O átomo é formado por uma “pasta” positiva, “recheada” por elétrons de carga negativa.	II. Modelo atômico de Dalton
C. O átomo é formado por um pequeno núcleo denso e positivo e por elétrons que giram em torno desse núcleo.	III. Modelo atômico de Thomson



## SEÇÃO ENEM

**01.** O suor é um líquido produzido pelas glândulas sudoríparas da pele. Muito desenvolvidas na espécie humana, são escassas ou ausentes em outras espécies.

Temos dois tipos de transpiração: uma que percebemos em dias de calor ou de atividades físicas e outra imperceptível, responsável pela liberação de cerca de 30 gramas de água por hora, em um total de 600 a 800 mL por dia.

A composição do suor varia bastante, tem pH (índice indicativo da concentração de íons  $H_3O^+$  em um meio aquoso) entre 5 e 7,5 e depende da situação que o provocou e da região em que foi produzido. O suor da atividade muscular contém mais sais minerais e substâncias orgânicas e é menos ácido que o suor produzido pelo calor do ambiente.

A maior parte de seu volume é formado por água ( $\pm 99\%$ ) com grande quantidade de sais dissolvidos – cloreto de sódio, potássio, sulfatos – e com substâncias orgânicas, principalmente ureia.

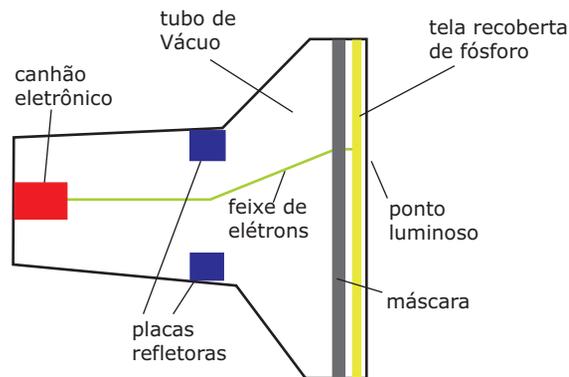
VEJA NA SALA DE AULA, Guia do Professor, ano 2, n.º 28.  
In: *Veja*, ano 33, n.º 35, edição 1 613 (Adaptação).

Com base no texto e em conhecimentos químicos, é correto afirmar que

- A) a formação da ureia no corpo humano não pode ser explicada pelo modelo atômico de Dalton.
- B) nas moléculas de água, os átomos de oxigênio são eletricamente neutros e, segundo o modelo atômico de Rutherford, podem ser representados por esferas indivisíveis.
- C) o suor pode apresentar diferentes composições e, portanto, diferentes valores de pH e de condutividade elétrica. Essas duas características do suor podem ser explicadas pelos modelos atômicos de Thomson e de Rutherford, mas não podem ser explicadas pelo modelo atômico de Dalton.
- D) todas as moléculas do solvente do suor são formadas por átomos de hidrogênio, que possuem o mesmo número de prótons e nêutrons.
- E) segundo Thomson, a maior parte do suor é formada por espaços vazios.

**02.** Os tubos de raios catódicos são dispositivos que geram imagens a partir da incidência de um feixe de elétrons (raios catódicos) numa tela recoberta de fósforo. O feixe de elétrons pode ser deflexionado por campos elétricos ou magnéticos, o que possibilita que ele se movimente e trace imagens na tela. Esse é o princípio de funcionamento dos cinescópios usados em monitores de vídeo, televisores e osciloscópios.

Na figura a seguir, temos uma vista em corte de um tubo de raios catódicos, mostrando-se o canhão eletrônico que dispara os elétrons em direção à tela.



Disponível em: <http://www.newtonbraga.com.br/index.php/almanaque/865-tubo-de-raios-catodicos.html>.

Acesso em: 11 out. 2010.

Com relação ao funcionamento de um monitor de televisão do tipo TRC (tubo de raios catódicos), é correto afirmar que

- A) a substituição do vácuo por um gás inerte melhora a imagem gerada.
- B) a tela recoberta de fósforo corresponde ao ânodo da televisão.
- C) a colisão dos elétrons contra a tela gera raios-X de alta energia.
- D) para a formação da imagem são necessários apenas defletores verticais.
- E) a aproximação de um ímã da tela pode deformar a imagem gerada.

## GABARITO

### Fixação

01. A    02. B    03. C    04. A    05. B

### Propostos

01. B    06. A    11. B    16. D  
02. D    07. A    12. C    17. C  
03. B    08. B    13. C  
04. D    09. B    14. A  
05. B    10. B    15. B

### Seção Enem

01. C  
02. E

# QUÍMICA

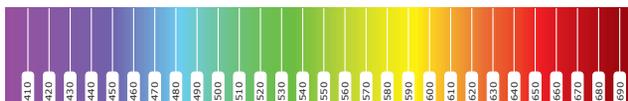
## Teoria quântica antiga

MÓDULO  
03

FRENTE  
C

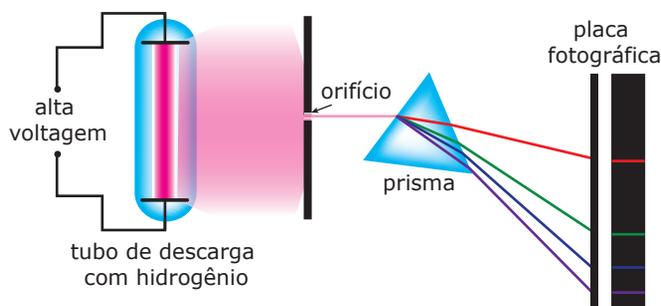
### ESPECTROS CONTÍNUOS E DESCONTÍNUOS

Quando um sólido é aquecido, ele emite radiação que independe da natureza do sólido, dependendo apenas da temperatura a qual ele está submetido. Ao passarmos essa radiação por um prisma, ocorre a sua decomposição em diferentes comprimentos de onda, produzindo um espectro de cores. Nesse espectro, o violeta funde-se ao azul; o azul, ao verde, e assim por diante, sem nenhuma interrupção. Esse espectro é denominado contínuo.



Espectro contínuo. Em destaque, os comprimentos de onda em nm.

Entretanto, nem todos os materiais produzem espectros contínuos. Ao aplicarmos uma alta voltagem a uma amostra gasosa submetida a baixa pressão, ocorre a emissão de luz. Quando passamos essa luz por um prisma, obtemos um espectro descontínuo, ou seja, que não contém luz de todos os comprimentos de onda.



Apenas linhas de poucos comprimentos de onda estão presentes e são separadas por regiões negras, que correspondem aos comprimentos de onda que não foram emitidos.



Espectro de emissão do hidrogênio

Ao substituírmos o gás submetido a baixas pressões e à alta voltagem elétrica, obtemos espectros distintos e específicos.



Espectro de emissão do hélio



Espectro de emissão do carbono

Se uma luz que venha de uma fonte luminosa atravessar um gás, este pode extrair determinadas energias do espectro contínuo. Então, o que vemos são linhas escuras nas zonas do espectro de onde a energia foi extraída. A essas linhas escuras, denominamos linhas de absorção.



Espectro de absorção do carbono

#### OBSERVAÇÃO

Se superpusermos o espectro de emissão ao espectro de absorção, obteremos o espectro contínuo.

### LIMITAÇÕES DO MODELO DE RUTHERFORD

O modelo atômico de Rutherford apresentou duas limitações:

1. Segundo a Física Clássica, as partículas portadoras de carga elétrica, em movimento, emitem energia. Sendo assim, o elétron, ao descrever órbitas circulares ao redor do núcleo, emitiria constantemente energia, e sua velocidade de rotação diminuiria com o passar do tempo. Dessa forma, o elétron descreveria um movimento espiral até colidir com o núcleo.
2. Ao aplicarmos uma alta voltagem a uma amostra gasosa submetida a baixa pressão, ocorre a emissão de luz. Quando passamos essa luz por um prisma, obtemos um espectro descontínuo. Esse fenômeno não era explicado pelo modelo de Rutherford.

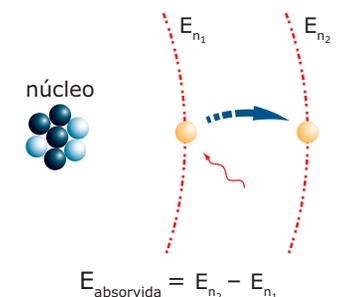
O modelo atômico de Bôhr, que será visto a seguir, conseguia explicar os espectros descontínuos e a estabilidade dos elétrons ao descreverem órbitas circulares ao redor do núcleo.

Para a construção de seu modelo, Bôhr utilizou a Teoria dos *Quanta* de Max Planck. Segundo Planck, a energia não é liberada ou absorvida por átomos de forma contínua, mas na forma de pacotes de energia. A menor quantidade de energia liberada ou absorvida na forma de radiação eletromagnética foi denominada *quantum* de energia.

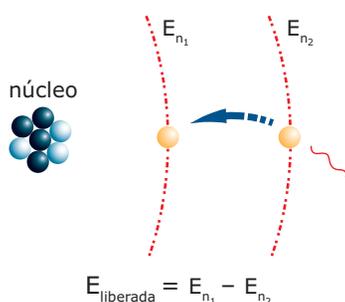
## MODELO DE BÖHR

O modelo de Bôhr complementou o modelo de Rutherford, ao conferir às órbitas dos elétrons o caráter de conservação de energia: ao girar ao redor do núcleo, o elétron não ganha nem perde energia, pois essas órbitas são níveis estacionários de energia.

Porém, quando um elétron ganha energia, o mesmo é promovido a um nível mais energético (mais distante do núcleo) e, logo em seguida, retorna ao nível de origem, liberando toda a energia recebida sob a forma de luz: é o chamado salto de Bôhr.



absorção de energia (*quantum*)



liberação de energia sob a forma de luz (fóton)

## Postulados de Bôhr

- I. Os elétrons movem-se em órbitas circulares em torno do núcleo atômico central sem perder ou ganhar energia (órbitas estacionárias).
- II. Apenas algumas órbitas concêntricas de raios e energias definidas são permitidas ao movimento circular do elétron ao redor do núcleo.

III. Quando os elétrons passam de uma órbita para outra, um *quantum* de energia é absorvido ou emitido.

IV. Quando elétrons absorvem ou emitem energia ao passarem de uma órbita eletrônica para outra, a energia é dada pela equação:

$$\Delta E = h \cdot \nu = \frac{h \cdot c}{\lambda} \quad (1)$$

h: constante de Planck ( $6,64 \times 10^{-34}$  J.s)

$\nu$ : frequência

c: velocidade da luz ( $3 \times 10^8$  m.s<sup>-1</sup>)

$\lambda$ : comprimento de onda

Em 1913, Niels Bôhr desenvolveu um modelo atômico que apresentava concordância quantitativa com os dados espectroscópicos obtidos para o átomo de hidrogênio. Um outro aspecto interessante do modelo de Bôhr é que a matemática envolvida era de fácil compreensão. O modelo de Bôhr explicava a estabilidade do átomo postulando que a energia total do elétron é constante quando este encontra-se em uma das órbitas permitidas, caracterizadas por números inteiros denominados números quânticos ( $n = 1, 2, 3, \dots$ ). A frequência da radiação emitida durante uma transição eletrônica entre dois níveis é calculada pela equação:

$$\nu = \frac{E_{\text{inicial}} - E_{\text{final}}}{h} \quad (2)$$

Seja  $E_{\text{inicial}}$  e  $E_{\text{final}}$  as energias dos diferentes estados eletrônicos, definidas, de acordo com o modelo de Bôhr, como:

$$E_n = - \frac{mZ^2e^4}{(4\pi\epsilon_0)^2 2\hbar^2} \cdot \frac{1}{n^2} \quad \therefore n = 1, 2, 3, \dots \quad (3)$$

ALMEIDA, Wagner P. de; SANTOS, Hélio D. dos. Modelos teóricos para a compreensão da estrutura da matéria. In: *Revista Química Nova na escola* – cadernos temáticos. Nº 4. Sociedade Brasileira de Química. Maio 2001.

Disponível em: <<http://qnesc.sbq.org.br/online/cadernos/04/mod-teor.pdf>>. Acesso em: 06 jan. 2010.

Pela análise da equação anterior, percebe-se que a diferença de energia entre dois níveis de energia consecutivos diminui quanto mais afastados eles estiverem do núcleo atômico. Por exemplo, para o hidrogênio, a diferença de energia entre o primeiro e o segundo níveis de energia é igual a 10,19 eV, enquanto a diferença de energia entre o quinto e o sexto níveis de energia é igual a 0,17 eV.

O raio das órbitas dos elétrons, nos diferentes estados eletrônicos, é expresso como:

$$r = 4\pi\epsilon_0 \frac{n^2\hbar^2}{mZe^2} \quad \therefore n = 1, 2, 3, \dots \quad (4)$$

Pela equação anterior, percebe-se que a diferença entre os raios de dois níveis de energia consecutivos aumenta quanto mais afastados eles estiverem do núcleo atômico. Os raios das órbitas permitidas aos elétrons são diretamente proporcionais aos números quânticos elevados ao quadrado. Por exemplo, para o hidrogênio, a diferença entre os raios do primeiro e do segundo níveis de energia é três vezes menor que a diferença entre os raios do quinto e do sexto níveis de energia.

Nas equações (3) e (4),  $m$  refere-se à massa do elétron ( $m = 9,109 \times 10^{-31}$  kg),  $Z$  ao número atômico do átomo,  $e$ , à carga do elétron ( $e = 1,602 \times 10^{-19}$  C),  $\hbar = h/2\pi$  e  $\epsilon_0$ , à permissividade do vácuo ( $\epsilon_0 = 8,85 \times 10^{-12}$  F.m<sup>-1</sup>).

As propriedades do espectro de absorção dos átomos de um elétron também são facilmente compreensíveis em termos do modelo de Böhr. O sucesso desse modelo, medido por sua concordância com as experiências com o hidrogênio, foi impressionante, mas fez também acentuar a natureza misteriosa dos postulados nos quais se baseava o modelo.

ALMEIDA, Wagner P. de; SANTOS, Hélio D. dos. Modelos teóricos para a compreensão da estrutura da matéria. In: *Revista Química Nova na escola* – cadernos temáticos. Nº 4. Sociedade Brasileira de Química. Maio 2001.

Disponível em: <<http://qnesc.s bq.org.br/online/cadernos/04/mod-teor.pdf>>. Acesso em: 06 jan. 2010.

Contudo, para átomos com mais de um elétron, os dados experimentais e teóricos apresentavam uma discordância, o que indicava que o modelo de Böhr poderia aceitar reformulações.

## MODELO DE SOMMERFELD

Após Böhr, Sommerfeld lançou seu modelo atômico. Esse modelo concordava com Rutherford / Böhr em todos os pontos, exceto em um: a eletrosfera. Para Sommerfeld, as órbitas dos elétrons podem ser circulares e concêntricas ou elípticas, em que o núcleo estaria no centro do círculo e em um dos focos de uma elipse.

Em 1916, Sommerfeld propôs um modelo no qual as órbitas permitidas para o movimento dos elétrons no átomo de hidrogênio seriam elípticas. Isso foi feito na tentativa de explicar a estrutura fina do espectro do átomo de hidrogênio, à qual corresponde uma separação das linhas espectrais. A estrutura fina pode ser observada somente se usarmos um equipamento de alta resolução, já que a separação, em termos de número de onda ( $1/\lambda$ ), entre as componentes adjacentes de uma única linha espectral, é da ordem de  $10^{-4}$  vezes a separação entre as linhas adjacentes. De acordo com o modelo de Böhr, isso deve significar que o que tínhamos pensado ser um único estado de energia do átomo de hidrogênio consiste, na realidade, em vários estados com energias muito próximas.

Referimo-nos à teoria desenvolvida até aqui como "teoria quântica antiga". Essa teoria só é aplicável a átomos contendo um único elétron (H, He<sup>+</sup>, Li<sup>2+</sup>, etc.), além de sofrer uma crítica subjetiva segundo a qual a teoria parece, de alguma forma, não ter coerência, sendo intelectualmente insatisfatória. A nova teoria quântica proposta por Schrödinger e, independentemente, por Heisenberg, denominada "mecânica quântica", nos fornecerá um procedimento mais geral para o tratamento de partículas de qualquer sistema microscópico.

ALMEIDA, Wagner P. de; SANTOS, Hélio D. dos. Modelos teóricos para a compreensão da estrutura da matéria. In: *Revista Química Nova na escola* – cadernos temáticos. Nº 4. Sociedade Brasileira de Química. Maio 2001.

Disponível em: <<http://qnesc.s bq.org.br/online/cadernos/04/mod-teor.pdf>>. Acesso em: 06 jan. 2010.

## EXERCÍCIOS DE FIXAÇÃO

01. (Fafeod-MG) O desenho a seguir representa o espectro atômico do elemento potássio, em sua porção visível.



Em relação a esse espectro, são apresentadas as seguintes afirmativas:

- I. As seis linhas verticais representam radiação eletromagnética emitida pelos elétrons.
- II. A linha M corresponde à radiação eletromagnética mais energética da porção de espectro apresentada.
- III. A análise de espectros como esses está na base do desenvolvimento do modelo atômico de Thomson.
- IV. As seis linhas verticais representam diferentes subníveis do átomo de potássio.

Analisando as afirmativas anteriores e considerando que a energia é inversamente proporcional ao comprimento de onda, é **CORRETO** afirmar que são verdadeiras apenas as afirmativas

- A) I, II e III.
- B) I e III.
- C) I, III e IV.
- D) I e II.
- E) III e IV.



**03.** (UFMG) Com relação ao modelo atômico de Bôhr, a afirmativa **FALSA** é:

- A) Cada órbita eletrônica corresponde a um estado estacionário de energia.
- B) O elétron emite energia ao passar de uma órbita mais interna para uma mais externa.
- C) O elétron gira em órbitas circulares em torno do núcleo.
- D) O elétron, no átomo, apresenta apenas determinados valores de energia.
- E) O número quântico principal está associado à energia do elétron.

**04.** (UCDB-MS) Considere as seguintes afirmações:

- I. Rutherford propôs um modelo atômico no qual os átomos seriam constituídos por um núcleo muito denso e carregado positivamente, onde toda a massa estaria concentrada. Ao redor do núcleo estariam distribuídos os elétrons.
- II. No modelo de Bôhr, os elétrons encontram-se em órbitas circulares ao redor do núcleo; os elétrons podem ocupar somente órbitas com determinadas quantidades de energia.
- III. Se um elétron passa de uma órbita para outra mais afastada do núcleo, ocorre absorção de energia.

Indique a alternativa **CORRETA**.

- A) Todas estão corretas.
- B) Somente I e III estão corretas.
- C) Somente II e III estão corretas.
- D) Somente I está correta.
- E) Somente I e II estão corretas.

**05.** (UFPR-2011) A constituição elementar da matéria sempre foi uma busca do homem. Até o início do século XIX, não se tinha uma ideia concreta de como a matéria era constituída. Nas duas últimas décadas daquele século e início do século XX, observou-se um grande avanço das ciências e com ele a evolução dos modelos atômicos. Acerca desse assunto, numere a primeira coluna de acordo com sua correspondência com a segunda coluna.

1. Próton
2. Elétron
3. Átomo de Dalton
4. Átomo de Rutherford
5. Átomo de Bôhr

- ( ) Partícula de massa igual a  $9,109 \times 10^{-31}$  kg e carga elétrica de  $-1,602 \times 10^{-19}$  C.
- ( ) Partícula constituída por um núcleo contendo prótons e nêutrons, rodeado por elétrons que circundam em órbitas estacionárias.
- ( ) Partícula indivisível e indestrutível durante as transformações químicas.
- ( ) Partícula de massa igual a  $1,673 \times 10^{-27}$  kg, que corresponde à massa de uma unidade atômica.
- ( ) Partícula que possui um núcleo central dotado de cargas elétricas positivas, sendo envolvido por uma nuvem de cargas elétricas negativas.

Assinale a alternativa que apresenta a numeração **CORRETA** da coluna, de cima para baixo.

- A) 2 - 5 - 3 - 1 - 4
- B) 1 - 3 - 4 - 2 - 5
- C) 2 - 4 - 3 - 1 - 5
- D) 2 - 5 - 4 - 1 - 3
- E) 1 - 5 - 3 - 2 - 4

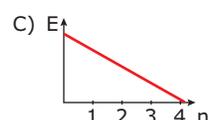
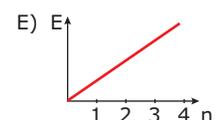
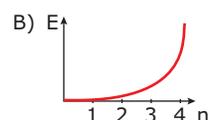
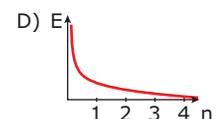
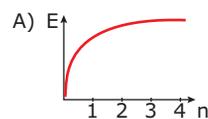
**06.** (UFOP-MG-2006) A diferença entre os modelos de Rutherford e de Bôhr tem a ver com

- A) eletromagnetismo.
- B) a quantização da energia.
- C) a existência dos subníveis.
- D) a atração do núcleo pelos elétrons.

**07.** (UNESP-2006) O sucesso do modelo atômico de Niels Bôhr estava na explicação da emissão de luz pelos átomos. A emissão de luz é provocada por uma descarga elétrica através do gás sob investigação. Bôhr desenvolveu um modelo do átomo de hidrogênio que lhe permitiu explicar esse fenômeno.

- A) **DESCREVA** o modelo de Bôhr.
- B) **DESCREVA** o que ocorre, segundo o modelo do átomo de Bôhr, com o elétron do hidrogênio quando submetido à descarga elétrica.

**08.** (UFMG) O gráfico que **MELHOR** descreve a variação da energia do elétron no átomo de hidrogênio, em função do número de ordem do nível de energia, é



**09.** (FEPECS-DF-2007) Algumas substâncias, quando sujeitas a radiações ultravioletas, emitem luz visível. Os átomos dessas substâncias fluorescentes absorvem a radiação ultravioleta, invisível para o olho humano, e irradiam radiação visível para o ser humano. Esse fenômeno físico é chamado de fluorescência.

Outras substâncias, chamadas fosforescentes, demoram de minutos a algumas horas para que ocorra a emissão de luz. Devido a essas propriedades – de fluorescência e de fosforescência –, essas substâncias são utilizadas, por exemplo, para fazer com que ponteiros de relógios sejam visíveis à noite, para detectar falsificações em notas ou em bilhetes, e nos uniformes dos garis.

Esse fenômeno deve-se ao fato de que, após absorverem a radiação ultravioleta, os elétrons

- A) passam a uma nova órbita, liberando o seu excesso de energia na forma de fótons.
- B) se mantêm em sua órbita, liberando energia na forma de fótons.
- C) relaxam e voltam à sua órbita inicial, liberando o seu excesso de energia na forma de fótons.
- D) se mantêm em sua órbita, absorvendo energia na forma de ondas eletromagnéticas.
- E) escapam de sua órbita, liberando energia térmica.

**10.** (ITA-SP) Um átomo de hidrogênio com o elétron inicialmente no estado fundamental é excitado para um estado com número quântico principal ( $n$ ) igual a 3. Em relação a esse fato, qual das alternativas a seguir é a **CORRETA**?

- A) Esse estado excitado é o primeiro estado excitado permitido para o átomo de hidrogênio.
- B) A distância média do elétron ao núcleo será menor no estado excitado do que no estado fundamental.
- C) Será necessário fornecer mais energia para ionizar o átomo a partir desse estado excitado do que para ionizá-lo a partir do estado fundamental.
- D) A energia necessária para excitar um elétron do estado com  $n = 3$  para um estado com  $n = 5$  é a mesma para excitá-lo do estado  $n = 1$  para um estado com  $n = 3$ .
- E) O comprimento de onda da radiação emitida quando esse elétron retornar para o estado fundamental será igual ao comprimento de onda da radiação absorvida para ele ir do estado fundamental para o mesmo estado excitado.

**11.** (ENC) Niels Bôhr mostrou que a energia do elétron na  $n$ -ésima órbita do átomo de hidrogênio é dada pela equação:  $E_n = -R \cdot h \cdot c/n^2$ , em que  $R$  é a constante de Rydberg,  $h$  é a constante de Planck, e  $c$  é a velocidade da luz. Considere que o espectro de emissão de átomos de hidrogênio excitados seja formado, apenas, por transições entre os níveis:  $n_1, n_2, n_3$  e  $n_4$ .

Qual das transições emite fótons de menor energia?

- A)  $n = 2 \rightarrow n = 1$
- B)  $n = 3 \rightarrow n = 1$
- C)  $n = 3 \rightarrow n = 2$
- D)  $n = 4 \rightarrow n = 2$
- E)  $n = 4 \rightarrow n = 3$

**12.** (ITA-SP) Considere as seguintes radiações eletromagnéticas:

- I. Radiação gama
- II. Radiação visível
- III. Radiação ultravioleta
- IV. Radiação infravermelha
- V. Radiação micro-ondas

Entre essas radiações eletromagnéticas, aquelas que, via de regra, estão associadas a transições eletrônicas em moléculas são

- A) apenas I, II e III.
- B) apenas I e IV.
- C) apenas II e III.
- D) apenas II, III e IV.
- E) todas.

**13.** (UFTM-MG) Fogos de artifício utilizam sais de diferentes íons metálicos misturados com um material explosivo. Quando incendiados, emitem diferentes colorações. Por exemplo: sais de sódio emitem cor amarela, de bário, cor verde, e de cobre, cor azul. Essas cores são produzidas quando os elétrons excitados dos íons metálicos retornam para níveis de menor energia. O modelo atômico **MAIS ADEQUADO** para explicar esse fenômeno é o modelo de

- A) Rutherford.
- B) Rutherford-Bôhr.
- C) Thomson.
- D) Dalton.
- E) Millikan.

14. (UFMG) O espectro de emissão de luz do átomo de hidrogênio apresenta três séries espectrais conhecidas como séries de Lyman, Balmer e Paschen.

Na figura I, estão representadas as linhas espectrais que formam essas três séries. Nessa figura, as linhas indicam os comprimentos de onda em que ocorre emissão.

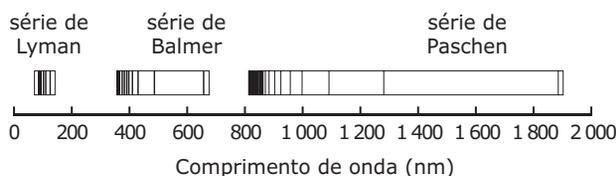


Figura I

Na figura II, está representado o diagrama de níveis de energia do átomo de hidrogênio. À direita de cada nível, está indicado seu índice  $n$ , e, à esquerda, o valor de sua energia. Nessa figura, as setas indicam algumas transições atômicas, que estão agrupadas em três conjuntos – K, L e M –, cada um associado a uma das três séries espectrais.

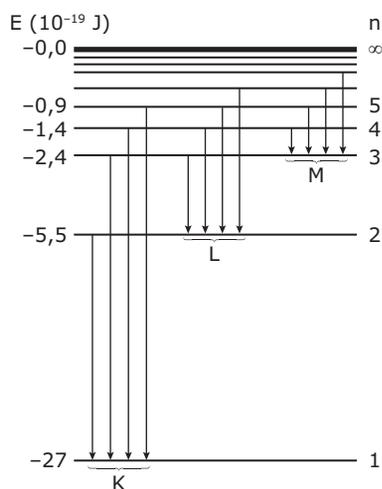


Figura II

Com base nessas informações, responda:

- A) Qual dos conjuntos – K, L ou M –, representados na figura II, corresponde à série de Paschen? **JUSTIFIQUE** sua resposta.

- B) Gabriel ilumina um tubo que contém átomos de hidrogênio com três feixes de luz, cujos fótons têm energias  $18,2 \times 10^{-19}$  J,  $21,5 \times 10^{-19}$  J e  $23,0 \times 10^{-19}$  J.

Considere que, quando um átomo de hidrogênio absorve luz, só ocorrem transições a partir do nível  $n = 1$ .

Qual(uais) desses três feixes pode(podem) ser absorvido(s) pelos átomos de hidrogênio?

**JUSTIFIQUE** sua resposta.

## SEÇÃO ENEM

01. O fogo-fátuo, luz de cor azulada que resulta da queima espontânea da fosfina ( $\text{PH}_3$ ), que se forma na decomposição de corpos, é um fenômeno curioso e, por vezes, assustador, por ser observado em cemitérios. O fenômeno pode ser representado pela equação:



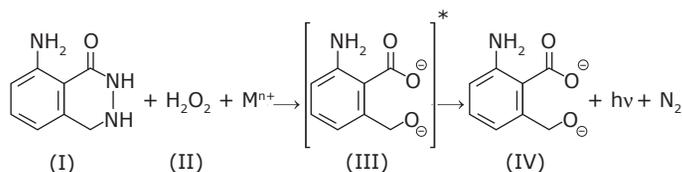
A produção da luz de cor azulada resultante da queima da fosfina acontece porque

- A) o produto final formado é um gás de cor azul.  
 B) o  $\text{P}_2\text{O}_5$  é um gás de cor azul.  
 C) um dos produtos formados recebe energia térmica da combustão, e um elétron constituinte de um de seus átomos sofre excitação eletrônica, emitindo luz de cor azul.  
 D) o oxigênio cede energia térmica para possibilitar combustão, e um elétron constituinte de um de seus átomos sofre uma transição eletrônica para um nível mais próximo do núcleo, emitindo luz de cor azul.  
 E) um dos produtos formados recebe energia térmica da combustão, e, um elétron constituinte de um de seus átomos sofre excitação eletrônica. Ao retornar a uma órbita mais interna, emite radiação sob a forma de luz de cor azul.

**Instrução:** Texto para a questão 02

Na investigação forense, utiliza-se luminol, uma substância que reage com o ferro presente na hemoglobina do sangue, produzindo luz que permite visualizar locais contaminados com pequenas quantidades de sangue, mesmo em superfícies lavadas.

É proposto que, na reação do luminol (I) em meio alcalino, na presença de peróxido de hidrogênio (II) e de um metal de transição ( $\text{M}^{n+}$ ), forma-se o composto 3-aminofalato (III) que sofre uma relaxação dando origem ao produto final da reação (IV), com liberação de energia ( $h\nu$ ) e de gás nitrogênio ( $\text{N}_2$ ).



QUÍMICA NOVA, 25, nº 6, 2002. p. 1 003-1 011 (Adaptação).

02. (Enem–2005) Na reação do luminol, está ocorrendo o fenômeno de
- fluorescência, quando espécies excitadas por absorção de uma radiação eletromagnética relaxam liberando luz.
  - incandescência, um processo físico de emissão de luz que transforma energia elétrica em energia luminosa.
  - quimiluminescência, uma reação química que ocorre com liberação de energia eletromagnética na forma de luz.
  - fosforescência, em que átomos excitados pela radiação visível sofrem decaimento, emitindo fótons.
  - fusão nuclear a frio, através de reação química de hidrólise com liberação de energia.

## GABARITO

### Fixação

- D
- B
- B
- D
- A)

Vermelho-tijolo (ou alaranjado)	Vermelho	Verde- amarelado
Cálcio	Estrôncio	Bário

- B) Segundo o modelo atômico em questão, os elétrons descrevem órbitas ao redor do núcleo que são quantizadas e estacionárias em relação à energia. Ao absorver calor, os elétrons são promovidos a níveis de energia potencial mais elevados e, portanto, mais afastados do núcleo. Todavia, esses elétrons retornam a um nível de menor energia, mais próximo do núcleo, emitindo a diferença de energia entre eles na forma de luz. Como essa variação de energia entre os níveis é diferente para átomos de elementos químicos distintos, obtemos diferentes cores no espectro de emissão.

## Propostos

- D
- B
- B
- A
- A
- B
- A) No modelo atômico de Niels Bôhr, existem elétrons circulando em órbitas, com valores discretos de energia, ao redor de um pequeno núcleo positivo de grande massa. Ao girar em uma mesma órbita, o elétron não ganha nem perde energia.
- B) Submetido à descarga elétrica, o elétron passa para uma órbita mais afastada do núcleo e mais energética. Ao retornar à órbita original, a energia absorvida é emitida na forma de radiação eletromagnética.
- A
- C
- E
- E
- D
- B
- A) A série de Paschen (conforme gráfico) corresponde à emissão de radiação de maior comprimento de onda e, portanto (de acordo com  $E = hc/\lambda$ ), de menor energia.  
Assim, essa série corresponde ao grupo M, em que a diferença entre os níveis de energia na transição é menor.
- B) O único feixe que pode ser absorvido pelo átomo de hidrogênio é o que tem fótons de energia de  $21,5 \times 10^{-19}$  J. Ele possui a energia exatamente igual à diferença de energia entre os níveis 1 e 2.

## Seção Enem

- E
- C

# QUÍMICA

## Teoria quântica moderna

MÓDULO  
04

FRENTE  
C

### PRINCÍPIO DA DUALIDADE

Em 1924, Louis de Broglie propôs a existência de ondas de matéria. A hipótese de de Broglie era de que o comportamento dual onda-partícula da radiação também se aplicava à matéria. Assim, como um fóton tem associada a ele uma onda luminosa que governa seu movimento, também uma partícula material (por exemplo, um elétron) tem associada a ela uma onda de matéria que governa seu movimento. Foi proposto que os aspectos ondulatórios da matéria fossem relacionados com seus aspectos corpusculares exatamente da mesma forma quantitativa com que esses aspectos são relacionados para a radiação. Dessa forma, tanto para a matéria quanto para a radiação, as seguintes relações são válidas:  $E = h \cdot \nu$  e  $p = h/\lambda$ , em que  $E$  e  $p$  são, respectivamente, a energia total e o momento linear da partícula. O comprimento de onda de de Broglie é, portanto, definido como

$$\lambda = \frac{h}{p} = \frac{h}{mv}$$

sendo  $m$  e  $v$  a massa e a velocidade da partícula, respectivamente.

Apesar de a relação de de Broglie ser aplicada a todas as substâncias físicas, o comprimento de onda associado a partículas macroscópicas é muito pequeno, não sendo possível observar o comportamento ondulatório (difração, interferência, etc.). Alguns exemplos são apresentados a seguir.

Exemplos da aplicação da relação de de Broglie:

1. Cálculo do comprimento de onda de de Broglie ( $\lambda = \frac{h}{mv}$ ) para um elétron de massa  $9,1 \times 10^{-31}$  kg movendo-se à velocidade de  $1,0 \times 10^6$  m.s<sup>-1</sup>.

$$\lambda = \frac{6,6 \times 10^{-34} \text{ J.s}}{(9,1 \times 10^{-31} \text{ kg}) \cdot (1,0 \times 10^6 \text{ m.s}^{-1})}$$

$$\lambda = 7,3 \times 10^{-10} \text{ m} \cong 7 \text{ \AA}$$

2. Cálculo do comprimento de onda de de Broglie ( $\lambda = \frac{h}{mv}$ ) para um corpo de massa  $5 \times 10^{-3}$  kg movendo-se à velocidade de  $1$  m.s<sup>-1</sup>.

$$\lambda = \frac{6,6 \times 10^{-34} \text{ J.s}}{(5 \times 10^{-3} \text{ kg}) \cdot (1 \text{ m.s}^{-1})}$$
$$\lambda = 1,32 \times 10^{-31} \text{ m}$$

ALMEIDA, Wagner P. de; SOARES, Hélio D. dos. Modelos teóricos para a compreensão da estrutura da matéria. In: *Revista Química Nova na escola – cadernos temáticos*. nº 4. Sociedade Brasileira de Química. Maio 2001.

Disponível em: <<http://qnesc.sbq.org.br/online/cadernos/04/mod-teor.pdf>>. Acesso em: 06 jan. 2010.

### PRINCÍPIO DA INCERTEZA

Em 1926, Werner Heisenberg, diante da constatação de que é impossível determinar a posição e o momento linear de um elétron simultaneamente, enuncia o seu Princípio da Incerteza. A partir de então, foi abandonada a ideia de órbitas para os elétrons e passou-se a utilizar para eles uma descrição probabilística.

A incerteza na posição de um elétron em um átomo ( $\Delta x$ ) multiplicada pela incerteza no momento ( $\Delta p$ ) nunca deve ser menor que  $\frac{\hbar}{2}$ . Isso quer dizer que, se desejarmos conhecer o momento (ou a velocidade) de um corpo muito pequeno, como um elétron, com grande exatidão ( $\Delta p \rightarrow 0$ ), devemos aceitar uma incerteza muito grande na posição ( $\Delta x \rightarrow \infty$ ), tal que:

$$\Delta x \Delta p \geq \frac{\hbar}{2}$$

$$\Delta p = \Delta(mv); \hbar = \frac{h}{2\pi}$$

### MODELO ATÔMICO ATUAL

Erwin Schrödinger propôs uma equação que descreve o comportamento do elétron tanto como partícula quanto como onda, denominada equação fundamental da mecânica quântica. A resolução dessa equação nos apresenta um conjunto de funções que denominamos funções de onda, que descrevem o comportamento ondulatório do elétron.

As funções de onda abrangem o Princípio da Incerteza de Heisenberg e, a partir delas, encontramos a probabilidade de encontrar um elétron em uma dada região do espaço ao redor do núcleo. A região do espaço, ao redor do núcleo, onde é máxima a probabilidade de encontrarmos um elétron, é denominada **orbital**.

Sendo assim, esse novo modelo descreve precisamente a energia dos elétrons, enquanto a localização desses elétrons é dada em termos de probabilidade.

## NÚMEROS QUÂNTICOS

A resolução da equação fundamental da mecânica quântica fornece três números, denominados números quânticos. Cada número quântico pode ter muitos valores, e cada combinação permitida desses valores oferece uma solução para a equação de onda. Essas combinações descrevem certas características dos elétrons, tais como energia e distribuição espacial.

### 1. Número quântico principal (n)

Número inteiro positivo que representa o nível energético principal do elétron. O valor de **n** representa o raio relativo da nuvem eletrônica. O aumento dos valores de **n** corresponde ao aumento da energia para o elétron. Substituindo os valores de **n** na equação de Rydberg, as raíes espectrais em função da transição de elétrons entre níveis energéticos ficam explicadas.

### 2. Número quântico secundário (ℓ) ou azimutal

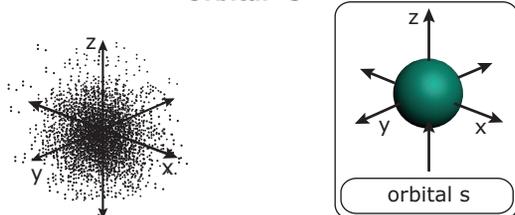
É o número que indica a forma da nuvem eletrônica. Formas particulares de nuvens eletrônicas acham-se associadas a cada valor de **ℓ**.

Os valores numéricos de **ℓ** estão associados aos valores de **n** e podem variar de 0 até **n** - 1.

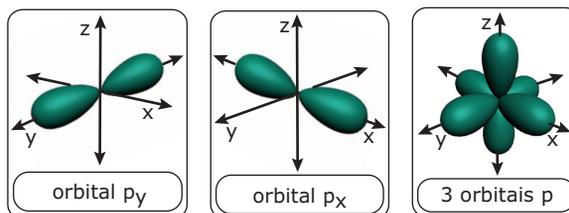
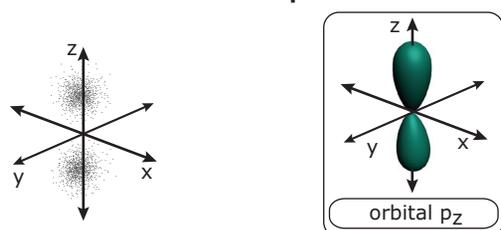
Notações comuns para o número quântico secundário **ℓ** = 0, 1, 2, 3 e 4 são **s**, **p**, **d**, **f** e **g**. Por exemplo, um elétron **s** tem uma distribuição esférica no espaço, um orbital **p** tem uma distribuição em forma de halteres, e assim por diante, independentemente do nível energético principal. Os valores de **ℓ** indicam as formas dos orbitais, mas não as dimensões das nuvens eletrônicas, pois a probabilidade de se encontrar um elétron a grandes distâncias do núcleo é limitada.

## Orbitais atômicos

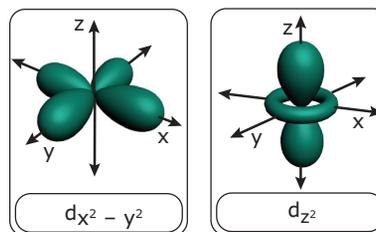
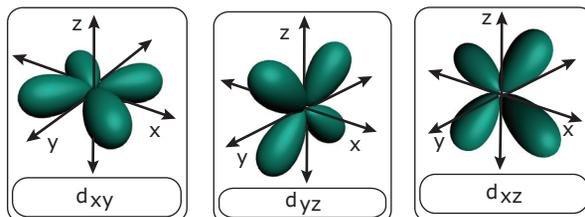
### Orbital "s"



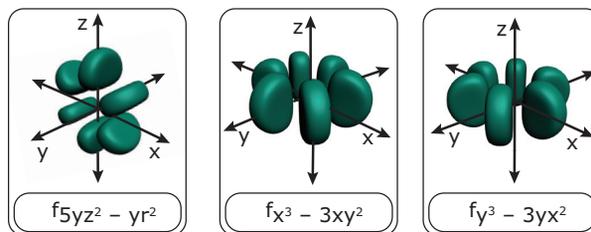
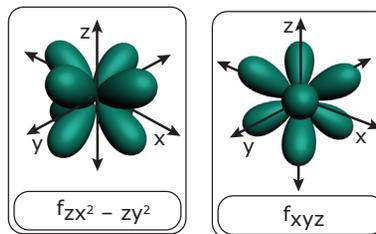
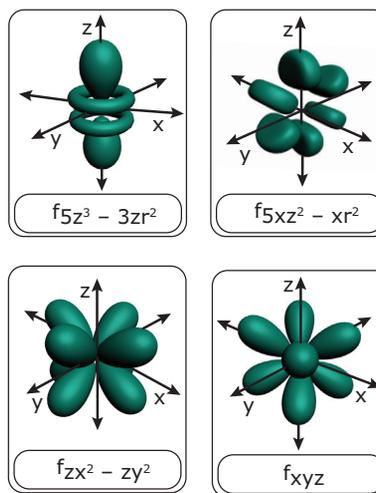
### Orbitais "p"



### Orbitais "d"



### Orbitais "f"



Orbitais são regiões ao redor do núcleo em que é máxima a probabilidade de se encontrar um elétron.

O *momentum* angular do elétron pode ser calculado a partir do valor de  $\ell$  usado como *momentum* angular mínimo para  $\ell = 0$ . Um aumento de  $\ell$  implica um aumento no *momentum* angular. Isso significa que o movimento de um elétron *s* em torno do núcleo se aproxima mais de uma linha reta do que um elétron *p*. Um elétron *p*, por sua vez, tem menos curvatura do que um elétron *d*, e assim por diante. Uma vez que isso é verdade, um elétron *s* deve permanecer mais tempo próximo do núcleo do que um elétron *p*.

Para átomos com mais de um elétron, devemos considerar as repulsões elétron-elétron, bem como as atrações elétron-núcleo. Sendo assim, verificamos que diferenças em valores de  $\ell$ , entre dois elétrons do mesmo nível energético principal, conduzem a diferenças na energia, devido aos percursos seguidos pelos elétrons. Por essa razão, os diversos valores de  $\ell$  definem subníveis de energia.

### 3. Número quântico magnético ( $m\ell$ )

É um número associado às orientações permitidas, no espaço, para uma nuvem eletrônica.

Os valores numéricos de  $m\ell$  são inteiros, estão associados aos valores de  $\ell$  e podem variar de  $-\ell$  até  $+\ell$ .

O número de orientações permitidas está diretamente relacionado à forma da nuvem eletrônica. Quando  $\ell = 0$ , há uma única orientação, uma vez que esta é uma distribuição esférica. Quando  $\ell = 1$ , existem três orientações permitidas. Os eixos desses três orbitais em forma de halteres estão a  $90^\circ$  uns dos outros. Eles são designados  $p_x$ ,  $p_y$  e  $p_z$ , correspondendo a maiores concentrações de carga ao longo das três coordenadas cartesianas. Quando  $\ell = 2$ , existem cinco orientações permitidas. Três orientações ao longo da bissetriz das três coordenadas cartesianas ( $d_{xz}$ ,  $d_{yz}$  e  $d_{xy}$ ), uma concentrada ao longo do eixo  $z$  ( $d_{z^2}$ ) e outra nos eixos  $x$  e  $y$  ( $d_{x^2 - y^2}$ ).

Todos os orbitais de um subnível devem ter a mesma energia num átomo isolado. Por exemplo, elétrons nos orbitais  $p_x$ ,  $p_y$  e  $p_z$  têm energias idênticas, porque diferem apenas em direção, não diferem no tamanho ou na forma de sua distribuição. Quando um átomo interage com outros átomos ou com um campo elétrico, o arranjo espacial e a energia dos orbitais podem modificar-se.

### 4. Número quântico spin ( $m_s$ )

Há um quarto número quântico que não deriva da equação de Schrödinger. Essa equação predizia frequência para as linhas espectrais que não eram exatamente as obtidas experimentalmente. Em 1925, Goudsmit e Uhlenbeck propuseram uma explicação para esses minúsculos desvios. Eles sugeriram que um elétron comporta-se em alguns aspectos como uma esfera girando em torno de seu eixo. Essa propriedade é denominada spin.

A confirmação experimental do spin do elétron foi obtida por Stern e Gerlach. Eles fizeram uso do fato de que uma carga elétrica em movimento gera um campo magnético. Então, o elétron girando em torno de seu próprio eixo comporta-se como um ímã. Sendo assim, eles passaram um feixe muito estreito de prata (átomos que possuem um elétron desemparelhado), para minimizar o número de colisões entre átomos, por um campo altamente não uniforme em um recipiente isento de ar. Se o elétron não girasse, o feixe de átomos de prata não seria alterado e apenas uma mancha seria obtida no anteparo coletor. Se um elétron fosse capaz de girar em qualquer direção, Stern e Gerlach deveriam ter observado uma banda larga e difusa de átomos de prata chegando no detector. Todavia, eles observaram duas bandas estreitas isoladas. Uma era formada por átomos de prata com um determinado spin e outra formada por átomos com spin contrário.

O número quântico spin possui apenas dois valores permitidos,  $+1/2$  e  $-1/2$ , indicando que um elétron pode girar em torno de seu próprio eixo no sentido horário ou anti-horário, respectivamente.

## NÍVEIS DE ENERGIA

Os elétrons estão distribuídos em sete camadas ao redor do núcleo. Elas são representadas pelas letras K, L, M, N, O, P e Q, sucessivamente, a partir do núcleo.

Os elétrons de um átomo têm diferentes energias. A localização dos mesmos na eletrosfera depende de suas energias. À medida que as camadas afastam-se do núcleo, aumenta a energia potencial dos elétrons nelas distribuídos.

As camadas da eletrosfera representam os níveis de energia da mesma. Assim, as camadas K, L, M, N, O, P e Q constituem os 1º, 2º, 3º, 4º, 5º, 6º e 7º níveis de energia, respectivamente.

## Distribuição eletrônica dos elementos

Para distribuímos os elétrons em suas respectivas camadas eletrônicas, devemos utilizar o diagrama de Linus Pauling, obtido a partir do modelo atômico atual (modelo da mecânica quântica):

1s			
2s	2p		
3s	3p	3d	
4s	4p	4d	4f
5s	5p	5d	5f
6s	6p	6d	
7s	7p		

As letras s, p, d e f são subníveis, e os números 1, 2, 3, 4, 5, 6, e 7 são os níveis eletrônicos.

Os subníveis de energia são formados a partir de orbitais.

Um orbital é a "residência" de um elétron. Veja a seguir a representação dos orbitais.

Subnível	Representações de orbitais
s	□
p	□□□
d	□□□□□
f	□□□□□□□

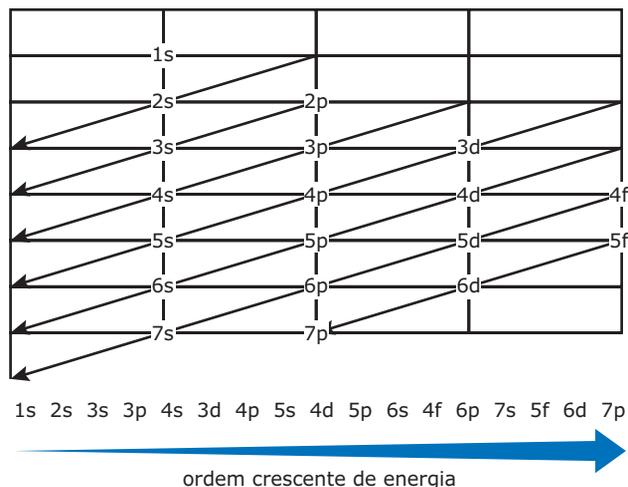
Cada "caixinha" é um orbital e em cada orbital podemos colocar, no máximo, 2 elétrons. Então, o número máximo de elétrons existentes em um subnível é:

Subnível	Nº máximo de elétrons
s	2
p	6
d	10
f	14

Se somarmos o número máximo de elétrons em cada subnível no diagrama de Pauling, encontraremos o número máximo de elétrons em cada camada.

	Diagrama				Nº prático máximo de e <sup>-</sup>
K	1s <sup>2</sup>				2
L	2s <sup>2</sup>	2p <sup>6</sup>			8
M	3s <sup>2</sup>	3p <sup>6</sup>	3d <sup>10</sup>		18
N	4s <sup>2</sup>	4p <sup>6</sup>	4d <sup>10</sup>	4f <sup>14</sup>	32
O	5s <sup>2</sup>	5p <sup>6</sup>	5d <sup>10</sup>	5f <sup>14</sup>	32
P	6s <sup>2</sup>	6p <sup>6</sup>	6d <sup>10</sup>		18
Q	7s <sup>2</sup>	7p <sup>6</sup>			8

A distribuição eletrônica deve ser feita de modo que os subníveis sejam totalmente preenchidos para que possamos passar para outro subnível. Essa ordem de preenchimento é energética, ou seja, o subnível de menor energia é preenchido primeiro. O sentido de preenchimento é mostrado na figura a seguir:



Façamos agora alguns exemplos de distribuições eletrônicas em ordem energética.

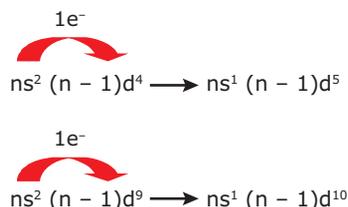
- O (Z = 8) ⇒ 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>4</sup>
- Na (Z = 11) ⇒ 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>1</sup>
- P (Z = 15) ⇒ 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup> 3p<sup>3</sup>
- Cl (Z = 17) ⇒ 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup> 3p<sup>5</sup>
- Ca (Z = 20) ⇒ 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup> 3p<sup>6</sup> 4s<sup>2</sup>
- Sc (Z = 21) ⇒ 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup> 3p<sup>6</sup> 4s<sup>2</sup> 3d<sup>1</sup>
- Fe (Z = 26) ⇒ 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup> 3p<sup>6</sup> 4s<sup>2</sup> 3d<sup>6</sup>
- Ce (Z = 58) ⇒ 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup> 3p<sup>6</sup> 4s<sup>2</sup> 3d<sup>10</sup> 4p<sup>6</sup> 5s<sup>2</sup> 4d<sup>10</sup> 5p<sup>6</sup> 6s<sup>2</sup> 4f<sup>2</sup>

**OBSERVAÇÃO**

Esses átomos são neutros, então, seu número de elétrons é igual ao seu número atômico.

**Distribuições irregulares**

As distribuições eletrônicas terminadas em ns<sup>2</sup> (n - 1)d<sup>4</sup> e ns<sup>2</sup> (n - 1)d<sup>9</sup> não devem permanecer assim; um elétron do orbital s deverá ser transferido para esses orbitais, transformando-os em s<sup>1</sup> d<sup>5</sup> e s<sup>1</sup> d<sup>10</sup>; veja o esquema a seguir:



**Exemplos:**



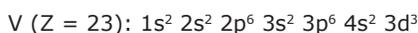
**Cu (Z = 29)**

## Distribuição eletrônica em ordem geométrica

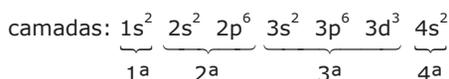
É a distribuição em que colocamos as camadas em ordem de distanciamento do núcleo.

**Exemplo:**

Distribuição energética



Distribuição geométrica



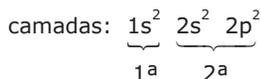
Algumas vezes, a distribuição energética é idêntica à distribuição geométrica.

**Exemplo:**

Distribuição energética



Distribuição geométrica



## DISTRIBUIÇÃO ELETRÔNICA POR ORBITAIS

Um elétron pode ser representado por uma semisseta:  $\uparrow$  ou  $\downarrow$ . Em um orbital, sempre que tivermos dois elétrons, devemos representá-los por  $\uparrow\downarrow$ , jamais  $\uparrow\uparrow$  ou  $\downarrow\downarrow$ .

As semissetas simbolizam elétrons com seus respectivos números quânticos magnéticos spin (ms). Em cada orbital, somente é permitida a existência de, no máximo, dois elétrons emparelhados  $\uparrow\downarrow$ , com spins contrários (+1/2 ou -1/2), para garantir que a atração magnética compense a repulsão elétrica entre os elétrons. Elétrons emparelhados  $\uparrow\uparrow$  ou  $\downarrow\downarrow$  apresentam repulsão magnética e elétrica e não podem permanecer juntos no mesmo orbital.

A distribuição eletrônica por orbitais é aquela que representa os elétrons por setas em seus respectivos orbitais. Para efetuar tal distribuição, devemos seguir a Regra de Hund e o Princípio da Exclusão de Pauli.

### Regra de Hund

Cada orbital deve possuir um elétron de representação  $\uparrow$  para depois ser preenchido com outro elétron  $\downarrow$ .

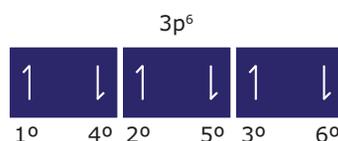
**Exemplo:** Distribuição de cinco elétrons em um orbital do tipo d.



**Outros exemplos:**

**OBSERVAÇÃO**

Ordem de preenchimento:



## Princípio da Exclusão de Pauli

Dois elétrons em um mesmo orbital não podem apresentar os quatro números quânticos iguais, pois, se isso ocorrer, a repulsão elétrica (devido às suas cargas negativas) não será compensada pela atração magnética (gerada pelo movimento em sentidos contrários em torno do eixo dos elétrons).

## DISTRIBUIÇÃO ELETRÔNICA DE ÍONS

Inicialmente, devemos definir subnível de valência.

**Subnível de valência**  $\Rightarrow$  É o subnível mais distante do núcleo.

**Exemplo:**



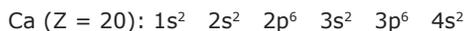
O subnível  $4s^2$  é o mais distante do núcleo.

Então o subnível  $3d^{10}$  é o mais energético na distribuição do zinco (Zn).

**Subnível mais energético**  $\Rightarrow$  É o subnível que aparece por último na distribuição energética.

Algumas vezes, o subnível de valência coincide com o subnível mais energético; isso só ocorre quando a distribuição energética é idêntica à distribuição geométrica.

**Exemplo:**

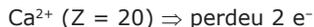


$4s^2$  é o subnível de valência e também o mais energético.

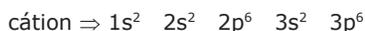
Agora nós temos condições de demonstrar a distribuição eletrônica de íons.

Quando quisermos fazer a distribuição de cátions (perdem  $e^-$ ) e ânions (ganham  $e^-$ ), basta retirarmos elétrons do subnível de valência, ou a ele acrescentarmos elétrons.

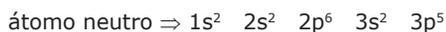
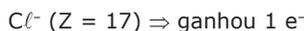
**Exemplo 1:**



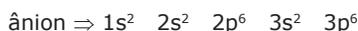
Devemos retirar 2 elétrons do subnível de valência 4s.



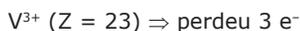
**Exemplo 2:**



Devemos acrescentar 1 elétron ao subnível de valência 3p.



**Exemplo 3:**



Devemos retirar 3 elétrons do subnível de valência, porém o subnível 4s possui apenas 2 elétrons. Ao fazermos a retirada de seus dois elétrons, o novo subnível de valência passa a ser o subnível 3d, de onde deveremos retirar o elétron restante.



## EXERCÍCIOS DE FIXAÇÃO

- 01.** (UFMG) O modelo atômico atual apresenta uma descrição probabilística para os elétrons. Esse modelo inclui todos os seguintes conceitos, **EXCETO**
- Energias quantizadas.
  - Nêutrons.
  - Núcleos atômicos.
  - Órbitas eletrônicas.
  - Prótons.

- 02.** (FCMMG–2008) Com relação ao modelo atômico moderno, um estudante fez as seguintes afirmativas:

- A posição de um elétron, no átomo, pode ser determinada com exatidão.
- Em um átomo, os orbitais são regiões do espaço que podem ser ocupadas por elétrons.
- A cada orbital atômico podem ser associados 4 números quânticos com valores definidos.

Analisando as afirmativas do estudante, conclui-se que

- nenhuma é correta.
- todas são corretas.
- apenas uma é correta.
- apenas duas são corretas.

- 03. FAÇA** a distribuição em subníveis de energia para os elétrons dos íons  ${}_7N^{3-}$  e  ${}_{23}V^{3+}$ .

- 04.** (UFOP-MG–2008) Considere as seguintes configurações eletrônicas, que podem ser de estado fundamental ou excitado:

- $1s^2 2s^2 2p^1$
- $1s^2 2s^3 2p^0$
- $1s^2 2s^1 2p^3$
- $1s^3 2s^1$
- $1s^2 2s^1 2p^7$
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$

De acordo com o Princípio da Exclusão de Pauli, o número de configurações **IMPOSSÍVEIS**, entre as representadas, é

- 2.
- 3.
- 4.
- 5.

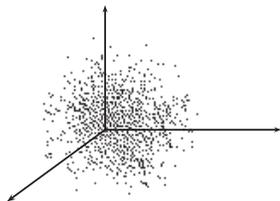
- 05.** (UNIRIO-RJ) Os sais de  $Cr^{6+}$  são, em geral, solúveis no pH biológico e têm fácil penetração. Daí a sua toxicidade para seres humanos. Por outro lado, os compostos de  $Cr^{3+}$  são pouco solúveis nesse pH, o que resulta em dificuldade de passar para o interior das células. Indique a alternativa que corresponde à configuração eletrônica do íon  $Cr^{3+}$ .

Dados:  $[Ar] \Rightarrow$  Argônio ( $Z = 18$ )

- $[Ar] 4s^2 3d^1$
- $[Ar] 3d^2$
- $[Ar] 3d^3$
- $[Ar] 4s^2 3d^4$
- $[Ar] 4s^1 3d^5$

## EXERCÍCIOS PROPOSTOS

01. (UFMG) Observe a representação do átomo de hidrogênio.



Essa representação pretende evidenciar uma característica do modelo atômico atual.

Assinale a alternativa que apresenta essa característica.

- A) Baixa velocidade de um elétron em sua órbita.  
 B) Forma circular das órbitas eletrônicas.  
 C) Impossibilidade de se definir a trajetória de um elétron.  
 D) Presença de numerosos elétrons no átomo neutro.  
 E) Proporção dos tamanhos do próton e do elétron.
02. (UFVJM-MG) Com relação ao modelo atômico moderno e ao conceito de orbital, é **CORRETO** afirmar que
- A) apenas certas órbitas são permitidas ao elétron no átomo.  
 B) os orbitais são regiões do espaço que, em um átomo, podem ser ocupadas pelos elétrons.  
 C) pode-se determinar exatamente a posição do elétron no átomo.  
 D) cada orbital atômico possui um conjunto de 4 números quânticos com valores definidos.
03. (UFOP-MG) Todas são características comuns ao modelo atômico atual, **EXCETO**
- A) A órbita dos elétrons não pode ser modificada, quando o átomo absorve energia.  
 B) O núcleo concentra quase a totalidade da massa do átomo.  
 C) Os nêutrons minimizam a repulsão entre os prótons.  
 D) As características do núcleo do átomo não são alteradas em uma reação química.
04. (PUC RS) No modelo atômico atual, os elétrons
- A) são partículas que estão mergulhadas em uma massa homogênea de carga positiva.  
 B) ocupam níveis definidos de energia.  
 C) giram ao redor do núcleo em órbitas circulares ou elípticas.  
 D) têm caráter corpuscular e de onda, simultaneamente.  
 E) podem ter a sua posição e velocidade determinadas em um dado instante.

05. (UFG) Observe o diagrama a seguir:

K 1s  
 L 2s 2p  
 M 3s 3p 3d  
 N 4s 4p 4d 4f  
 O 5s 5p 5d 5f  
 P 6s 6p 6d  
 Q 7s 7p

Sobre esse diagrama, é **CORRETO** afirmar que

01. as letras s, p, d e f representam o número quântico secundário.  
 02. o número máximo de orbitais por subníveis é igual a dois.  
 04. a ordem crescente de energia segue a direção horizontal, da direita para a esquerda.  
 08. o elemento de número atômico 28 possui o subnível 3d completo.  
 16. o nível M possui, no máximo, 9 orbitais.  
 Soma ( )
06. (UFF-RJ) O Princípio da Exclusão de Pauli estabelece que
- A) a posição e a velocidade de um elétron não podem ser determinadas simultaneamente.  
 B) elétrons em orbitais atômicos possuem spins paralelos.  
 C) a velocidade de toda radiação eletromagnética é igual à velocidade da luz.  
 D) dois elétrons em um mesmo átomo não podem apresentar os quatro números quânticos iguais.  
 E) numa dada subcamada que contém mais de um orbital, os elétrons são distribuídos sobre os orbitais disponíveis, com seus spins na mesma direção.

07. (UFES) Com relação à estrutura do átomo, é **CORRETO** afirmar:
- A) O número de massa é a soma do número de elétrons mais o número de prótons.  
 B) O número quântico magnético varia de 0 a  $(n - 1)$ .  
 C) O número quântico secundário varia de  $-1$  a  $+1$ , passando por zero.  
 D) No núcleo do átomo, há prótons e nêutrons e, na eletrosfera, elétrons.  
 E) Quando o número quântico magnético é zero, o número quântico principal pode ser zero ou um.



# QUÍMICA

## Cálculos químicos

MÓDULO  
01

FRENTE  
D

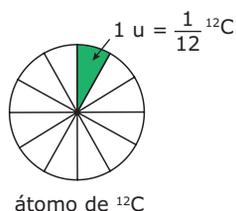
Antes de mais nada, o que significa medir? Medir é comparar algo com um padrão fundamental previamente estabelecido. O padrão escolhido para massa foi o quilograma (kg), seus múltiplos e submúltiplos. Porém, para medirmos a massa das espécies químicas, esse padrão revela-se incompatível, uma vez que é infinitas vezes maior que o objeto a ser analisado. Por isso, iremos definir um novo padrão de comparação para determinar a massa no "micromundo atômico".

Começaremos medindo a massa da unidade fundamental da matéria: o átomo. O átomo é uma espécie química muito pequena e, por isso, não poderemos utilizar os padrões usuais de medida de massa, como o grama, o quilograma ou a tonelada. Portanto, temos a necessidade de definir um novo padrão de comparação de massa para a determinação da massa de um único átomo, denominada massa atômica. O que seria tão pequeno quanto um átomo para ser utilizado como padrão de comparação? Resposta: um outro átomo. Qual? Foi escolhido o átomo de carbono-12 e foi atribuída a ele a massa padrão 12 u\*.

O **átomo padrão**, na escala de massas atômicas, é o átomo de carbono, isótopo 12 ( $^{12}\text{C}$ ), cuja massa atômica foi fixada em 12 unidades (12 u).

## UNIDADE DE MASSA ATÔMICA (u)

Ao definirmos o átomo padrão, deparamo-nos com o seguinte problema: existem átomos de outros elementos químicos que são menores do que o carbono-12. Como solução do problema, convencionamos que a unidade padrão para a medição da massa das espécies químicas não era a massa do carbono-12, mas sim a décima segunda parte dessa massa.



(u)  $\Rightarrow$  é  $\frac{1}{12}$  da massa do átomo  $^{12}\text{C}$ .

Podemos ainda relacionar a unidade de massa atômica com o equivalente em gramas. Temos, então:

1 mol de átomos de C — 12 g —  $6,022141 \times 10^{23}$  átomos de C

x — 1 átomo de C

$$6,022141 \times 10^{23} \cdot x = 12$$

$$x = \frac{12}{6,022141 \times 10^{23}}$$

$$x = 1,993 \times 10^{-23} \text{ g}$$

Como uma unidade de massa atômica corresponde a 1/12 da massa do carbono-12, temos:

$$1 \text{ u} = 1/12 \cdot 1,99335 \times 10^{-23} \text{ g}$$

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

## MASSA ATÔMICA DE UM ELEMENTO

É a massa de um átomo de um elemento, expressa em unidades de massa atômica (u).

**Exemplo:**

Massa atômica do titânio (Ti) = 48 u.

A partir desse valor, podemos concluir que

1. um átomo de Ti tem a massa de 48 u.
2. um átomo de Ti tem sua massa 48 vezes maior que a unidade padrão (u).
3. um átomo de Ti tem sua massa 48 vezes maior que 1/2 da massa do átomo de  $^{12}\text{C}$ .
4. um átomo de Ti tem sua massa 4 vezes maior que a massa de um átomo de  $^{12}\text{C}$ .

Na tabela periódica, o que encontramos não é a massa atômica de um isótopo específico de um dado elemento, e sim a média ponderada de todos os seus isótopos.

**Exemplo:** Cl  $\left\{ \begin{array}{l} ^{35}\text{Cl} \dots\dots\dots 75\% \\ ^{37}\text{Cl} \dots\dots\dots 25\% \end{array} \right.$

Massa atômica (MA) do cloro:

$$\text{MA} (\text{Cl}) = \frac{35 \cdot 75\% + 37 \cdot 25\%}{100\%} = 35,5 \text{ u}$$

\*u  $\Rightarrow$  unidade de massa atômica; unidade padrão utilizada para a medição da massa das espécies químicas.

## MASSA MOLECULAR DE UMA SUBSTÂNCIA

É a massa de uma espécie química (molécula, aglomerado iônico ou íon composto) de uma substância, expressa em unidades de massa atômica (u).

Numericamente, a massa molecular é obtida pela soma das massas atômicas de todos os átomos contidos em uma espécie química.

### Exemplo:

Massas atômicas: H = 1 u; O = 16 u

Massa molecular da  $H_2O = (2 \cdot 1 + 16) u = 18 u$

A partir desse valor, podemos concluir que

1. uma molécula de  $H_2O$  tem a massa 18 vezes maior que 1/2 do átomo de  $^{12}C$ .
2. uma molécula de  $H_2O$  tem a massa 18 vezes maior que a unidade padrão (u).
3. uma molécula de  $H_2O$  tem a massa 1,5 vezes maior que um átomo de  $^{12}C$ .

## CONSTANTE DE AVOGADRO

O primeiro cientista a defender a ideia de que uma amostra de um elemento, com massa em gramas numericamente igual à massa atômica, apresenta sempre o mesmo número de átomos (N) foi Amedeo Avogadro (1776-1856). Ele não conseguiu determinar o valor de N.

Mais tarde, quando a constante N foi determinada, ela recebeu o nome de constante de Avogadro ou número de Avogadro.

Seu valor é numericamente igual ao número de átomos de  $^{12}C$  contidos em 12 g de  $^{12}C$ . Esse valor é determinado experimentalmente e é igual a  $6,02 \times 10^{23}$ .

## MOL

É um conjunto que contém  $6,02 \times 10^{23}$  espécies químicas constituintes de um determinado material.

### Exemplos:

1. 1 mol de  $H_2O$  é a quantidade de matéria que contém  $6,02 \times 10^{23}$  moléculas de  $H_2O$ .
2. 1 mol de  $NaCl$  é a quantidade de matéria que contém  $6,02 \times 10^{23}$  aglomerados iônicos de cloreto de sódio, ou seja,  $6,02 \times 10^{23}$  cátions  $Na^+$  e  $6,02 \times 10^{23}$  ânions  $Cl^-$ .
3. 2 mol de Ti é a quantidade de matéria que contém  $2 \cdot 6,02 \times 10^{23}$ , ou seja,  $12,04 \times 10^{23}$  átomos de Ti.
4. 2 mol de  $H_2SO_4$  é a quantidade de matéria que contém  $2 \cdot 6,02 \times 10^{23}$ , ou seja,  $12,04 \times 10^{23}$  moléculas de  $H_2SO_4$ . Ou ainda,  $24,08 \times 10^{23}$  átomos do elemento hidrogênio,  $12,04 \times 10^{23}$  átomos do elemento enxofre e  $48,16 \times 10^{23}$  átomos do elemento oxigênio.

## MASSA MOLAR (M)

É a massa em gramas que contém  $6,02 \times 10^{23}$  espécies químicas. Sua unidade é g/mol ou  $g \cdot mol^{-1}$ .

### Exemplos:

1. Massa molar do oxigênio (O) =  $16 g \cdot mol^{-1}$ .  
Um mol de átomos de oxigênio tem a massa de 16 g  $\rightarrow 6,02 \times 10^{23}$  átomos de oxigênio têm a massa de 16 g.
2. Massa molar da glicose ( $C_6H_{12}O_6$ ) =  $180 g \cdot mol^{-1}$ .  
Um mol de moléculas de glicose tem a massa de 180 g  $\rightarrow 6,02 \times 10^{23}$  moléculas de glicose têm a massa de 180 g.
3. Massa molar do íon ( $NH_4^+$ ) =  $18 g \cdot mol^{-1}$ .  
Um mol de íons amônio tem a massa de 18 g  $\rightarrow 6,02 \times 10^{23}$  íons amônio têm a massa de 18 g.

## QUANTIDADE DE MATÉRIA (n)

É a grandeza que indica o número de mols contido em um determinado sistema. Para calcularmos a quantidade de matéria, podemos utilizar a seguinte expressão:

$$n = \frac{\text{massa (g)}}{\text{massa molar (g} \cdot \text{mol}^{-1})} \text{ ou } n = \frac{m}{M}$$

A unidade da quantidade de matéria é o mol.

### Exemplo:

Em um sistema, encontramos 900 g de glicose. Qual a quantidade de matéria contida no mesmo?

Massa molar do  $C_6H_{12}O_6 = 180 g \cdot mol^{-1}$

$$n(C_6H_{12}O_6) = \frac{900 \text{ g}}{180 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 5 \text{ mol}$$

Logo, a quantidade de matéria contida no sistema é igual a cinco mols de moléculas de  $C_6H_{12}O_6$ ; consequentemente, 900 g de glicose contém  $5 \cdot 6,02 \times 10^{23}$  moléculas de glicose.

### OBSERVAÇÕES

1. O plural de mol é mols. Quando a palavra mol representa uma unidade, ela não pode ser flexionada no plural. Veja: 5 mol (escreve-se a unidade no singular e lê-se no plural, cinco mols).
2. O termo quantidade de matéria é atualmente recomendado pela IUPAC. Esse termo veio substituir o termo número de mols.

## Exercício Resolvido

01. (PUC Minas) Leia o texto a seguir e responda.

**SUPLEMENTO COM CROMO PODE CAUSAR CÂNCER**

*O picolinato de cromo ( $C_{18}H_{12}N_3O_6Cr$ ), um dos suplementos de dieta mais usados por frequentadores de academia de ginástica e por pessoas que querem perder peso, pode provocar câncer. Testes de laboratório mostram que o produto, o mais popular dos suplementos de cromo, causa sérios danos aos cromossomos.*

ESTADO DE S. PAULO, 26 out. 1999.

Se uma pessoa ingerir 209 g de picolinato de cromo anualmente, estará ingerindo, **EXCETO**

- A) 26 g de cromo.  
 B)  $3,60 \times 10^{23}$  átomos de oxigênio.  
 C)  $3,01 \times 10^{23}$  moléculas de picolinato de cromo.  
 D) 9 mol de carbono.

**Resolução:**

Iniciaremos calculando a massa molar do picolinato de cromo.

$$M(C_{18}H_{12}N_3O_6Cr) = (18 \cdot 12,0 \text{ g}) + (12 \cdot 1,0 \text{ g}) + (3 \cdot 14,0 \text{ g}) + (6 \cdot 16,0 \text{ g}) + 52,0 \text{ g} = 418,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

A) Alternativa correta

$$418,0 \text{ g de } C_{18}H_{12}N_3O_6Cr \text{ — } 52,0 \text{ g de Cr}$$

$$209 \text{ g de } C_{18}H_{12}N_3O_6Cr \text{ — } x$$

$$x = 26,0 \text{ gramas de cromo}$$

B) Alternativa incorreta

$$418,0 \text{ g de } C_{18}H_{12}N_3O_6Cr \text{ — } 6 \cdot 6,02 \times 10^{23} \text{ átomos de O}$$

$$209 \text{ g de } C_{18}H_{12}N_3O_6Cr \text{ — } y$$

$$y = 18,06 \times 10^{23} \text{ átomos de oxigênio}$$

C) Alternativa correta

$$418,0 \text{ g de } C_{18}H_{12}N_3O_6Cr \text{ — } 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas de } C_{18}H_{12}N_3O_6Cr$$

$$209 \text{ g de } C_{18}H_{12}N_3O_6Cr \text{ — } z$$

$$z = 3,01 \times 10^{23} \text{ moléculas de picolinato de cromo}$$

D) Alternativa correta

$$418,0 \text{ g de } C_{18}H_{12}N_3O_6Cr \text{ — } 18,0 \text{ mol de C}$$

$$209 \text{ g de } C_{18}H_{12}N_3O_6Cr \text{ — } w$$

$$w = 9,0 \text{ mol carbono}$$

**Resposta:** Alternativa B

## VOLUME MOLAR

É o volume ocupado por um mol de qualquer substância a uma determinada temperatura e pressão. O volume molar apresenta uma maior importância no estudo dos gases; por isso, neste tópico, daremos ênfase ao cálculo do volume molar para gases.

Nas mesmas condições de pressão e de temperatura, o volume molar de qualquer gás é sempre o mesmo. Particularmente nas CNTP (condições normais de temperatura e pressão: 0 °C e 1 atm ou  $1,01325 \times 10^5$  Pa), 1 mol de qualquer gás ocupa um volume de 22,4 L.

Mais recentemente, a IUPAC alterou o valor da pressão nas CNTP, de modo que os seus novos valores são: 0 °C e 1 bar ( $1,0 \times 10^5$  Pa); e o novo valor do volume molar passou a ser 22,71 L.

Para quaisquer valores de temperatura e de pressão, podemos calcular o valor do volume molar por meio da equação de Clapeyron para os gases ideais.

**Exemplos:**

- 22,71 L de  $O_2$  nas CNTP equivalem a 1,0 mol de  $O_2$  e 2,0 mol de átomos de O.
- 3,0 mol de  $CO_2$  nas CNTP ocupam um volume de 68,13 L e apresentam 3,0 mol de átomos de C e 6,0 mol de átomos de O.
- 92,0 gramas de  $NO_2$  contêm 2,0 mol de  $NO_2$  e, portanto, nas CNTP ocupam um volume de 45,42 L.

## EXERCÍCIOS DE FIXAÇÃO

01. Sabendo-se que a massa atômica da prata é igual a 108 u, assinale a alternativa **INCORRETA**.
- A) Um átomo de prata tem a massa de 108 u.  
 B) Um átomo de prata tem sua massa 108 vezes maior que a massa do átomo de  $^{12}C$ .  
 C) Um átomo de prata tem sua massa 108 vezes maior que 1/12 da massa do átomo de  $^{12}C$ .  
 D) Um átomo de prata tem sua massa 9 vezes maior que a massa de um átomo de  $^{12}C$ .
02. (OBQ) Considerando que o elemento cloro tem massa atômica aproximada de 35,5 e apresenta os isótopos 35 e 37, pode-se afirmar que a abundância relativa do isótopo 37 é
- A) menor que 20%.  
 B) maior que 20% e menor que 40%.  
 C) maior que 40% e menor que 60%.  
 D) maior que 60% e menor que 80%.  
 E) maior que 80%.

- 03.** (OBQ) Uma amostra de dióxido de carbono, pesando 22,0 mg
- contém  $3,01 \times 10^{20}$  mol de  $\text{CO}_2$ .
  - contém  $3,01 \times 10^{23}$  moléculas.
  - contém  $6,02 \times 10^{23}$  átomos de oxigênio.
  - ocupa o volume de 11,2 mL em CNTP.
  - ocupa o volume de 1,12 L em CNTP.
- 04.** (UFV-MG) Joias de ouro são fabricadas a partir de ligas contendo, comumente, além desse metal, prata e cobre. Isso porque o ouro é um metal muito macio. Ouro 18 quilates, por exemplo, contém 75% de ouro, sendo o restante usualmente prata e cobre. Considerando uma pulseira que pesa 26,376 g, contendo 19,700 g de ouro, 4,316 g de prata e 2,540 g de cobre, a proporção de átomos de cada elemento (Au:Ag:Cu) nessa liga será
- 2,000:1,000:1,000.
  - 19,70:4,316:2,540.
  - 7,756:1,628:1,000.
  - 10,00:4,000:4,000.
  - 197,0:107,9:63,50.
- 05.** (FMTM-MG) O nitrogênio é um elemento essencial para o sistema biológico, sendo constituinte de aminoácido e de enzimas. Na atmosfera, é o principal componente na forma de moléculas diatômicas altamente estáveis, contudo, forma com o oxigênio diversos compostos gasosos. Uma mistura de gases foi preparada a partir de 22 g de  $\text{N}_2\text{O}$ , 3,0 mol de moléculas de  $\text{N}_2\text{O}_4$  e  $2,4 \times 10^{24}$  moléculas de  $\text{NO}_2$ . A quantidade total, em mol, de átomos de nitrogênio na mistura é
- 9,0.
  - 9,5.
  - 10,0.
  - 10,5.
  - 11,0.
- 02.** (FUVEST-SP) O peso atômico do cloro é 35,457. O fato de esse número não ser inteiro indica que
- no núcleo do átomo de cloro devem existir outras partículas além de prótons e nêutrons.
  - o cloro se apresenta na natureza como uma mistura de isótopos.
  - há um erro experimental na determinação dos pesos atômicos.
  - o número de Avogadro não é um número inteiro.
  - o peso atômico leva em conta o peso dos elétrons.
- 03.** (FUVEST-SP) Tendo em conta que as massas atômicas do hidrogênio e do oxigênio são, respectivamente, 1 e 16, pode-se afirmar que
- em 18 g de água existe 2 átomos de hidrogênio e um átomo de oxigênio.
  - em 18 g de água existem, aproximadamente,  $18 \times 10^{23}$  átomos.
  - em 18 g de água existem um número de átomos igual ao de Avogadro.
  - a partir de 18 g de água podem ser obtidos 22,4 litros de oxigênio, medidos nas CNTP.
  - 18 g de água ocupam, aproximadamente, 18  $\text{dm}^3$ .
- 04.** Quantos átomos de titânio há em um parafuso de 6 g desse metal, utilizado como pino para fraturas?  
Massa atômica: Ti = 48 u
- 05.** Na constituição do colírio Moura Brasil, encontramos 50% de água em volume. Quantas moléculas de água existem em um frasco desse colírio, sabendo que o seu volume é de 15 mL e que a densidade da água é igual a 1  $\text{g} \cdot \text{mL}^{-1}$ ?  
Massas atômicas: H = 1; O = 16
- 06.** (FUVEST-SP) A densidade da água a 25 °C é 1,0  $\text{g} \cdot \text{mL}^{-1}$ . O número aproximado de átomos de hidrogênio contidos em uma gota de água, de volume 0,05 mL, é
- Dados:
- $$M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$
- $$N = 6,0 \times 10^{23} \text{ átomos}$$

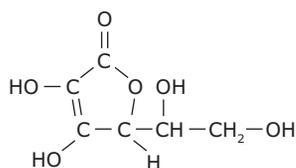
## EXERCÍCIOS PROPOSTOS

- 01.** A unidade de massa atômica é igual a
- 12 u.
  - $\frac{1}{12}$  u.
  - $\frac{1}{12}$  (do  $^{12}\text{C}$ ) u.
  - 12 g.
  - $\frac{1}{12}$  g.
  - $\frac{5}{9} \times 10^{-2}$ .
  - $\frac{15}{9} \times 10^{-21}$ .
  - $\frac{30}{9} \times 10^{21}$ .
  - $\frac{30}{9}$ .
  - $\frac{5}{12} \times 10^{25}$ .

- 07.** (VUNESP-SP-2006) O número de elétrons existentes em 1,0 mol de hélio é, aproximadamente, igual a
- A) 2.  
B) 4.  
C) 1.  
D)  $12 \times 10^{23}$ .  
E)  $24 \times 10^{23}$ .

- 08.** (PUC Minas) Os motores a diesel lançam na atmosfera diversos gases, entre eles o dióxido de enxofre e o monóxido de carbono. Uma amostra dos gases emitidos por um motor a diesel foi recolhida. Observou-se que ela continha 0,2 mol de dióxido de enxofre e  $3,0 \times 10^{23}$  moléculas de monóxido de carbono. A massa total, em gramas, referente à amostra dos gases emitidos, é igual a
- A) 12,8.  
B) 14,4.  
C) 26,8.  
D) 40,4.

- 09.** (UCB-DF) A vitamina C (ácido ascórbico) é um composto orgânico muito usado na prevenção e no combate aos resfriados. Nos últimos tempos, várias pessoas têm tomado doses elevadas de vitamina C, na tentativa de prevenir doenças provocadas pela presença dos chamados radicais livres no organismo. Segundo os médicos, a dose diária recomendada que uma pessoa adulta deve ingerir é de 60 mg. A fórmula estrutural da vitamina C é:



Com base na estrutura da vitamina C e na dose recomendada, **DETERMINE** o número de milimols de vitamina C que será ingerido por uma pessoa adulta, durante 30 dias.

Dados: C = 12,  
O = 16,  
H = 1.

- 10.** (Mackenzie-SP-2010) O ferro é um metal essencial para a vida, responsável pela formação da hemoglobina, da mioglobina e de certas enzimas. Apenas 8% do ferro ingerido são absorvidos e entram na corrente sanguínea. A dose diária recomendada é de cerca de 15 mg para adultos e de 30 mg para gestantes. Café ou chá em grandes quantidades inibem a absorção de ferro. O ferro ajuda no crescimento, promove a resistência às doenças, evita a fadiga, a anemia e garante uma boa tonalidade à pele. Supondo que uma colher de sopa de feijão possua cerca de  $4,4 \times 10^{-5}$  mol de ferro, uma gestante, para obter a quantidade diária de ferro recomendada, deverá ingerir

Dado: Massa molar em g/mol: Fe = 56

- A) 4 colheres de sopa de feijão.  
B) 6 colheres de sopa de feijão.  
C) 8 colheres de sopa de feijão.  
D) 10 colheres de sopa de feijão.  
E) 12 colheres de sopa de feijão.

- 11.** (Mackenzie-SP) Se um dentista usou em seu trabalho 30 mg de amálgama de prata, cujo teor em prata é de 72% (em massa), o número de átomos de prata que seu cliente recebeu em sua arcada dentária é de, aproximadamente,

Dados:  $M(\text{Ag}) = 108 \text{ g/mol}$

Número de Avogadro =  $6,0 \times 10^{23}$

- A)  $4,0 \times 10^{23}$ .      C)  $4,6 \times 10^{19}$ .      E)  $1,6 \times 10^{23}$ .  
B)  $12,0 \times 10^{19}$ .      D)  $12,0 \times 10^{24}$ .

- 12.** (UFPR-2011) Este ano ocorreu um terrível acidente ambiental com o vazamento de petróleo no Golfo do México. O vazamento, que durou meses na plataforma Deepwater Horizon, da British Petroleum, pode ter derramado 4,5 milhões de barris de petróleo no mar. Considerando que um barril corresponde a 159 litros e que a densidade do petróleo é de  $0,88 \text{ kg.L}^{-1}$ , qual é a quantidade de matéria (em mols) aproximada de carbono presentes no petróleo derramado? Assuma que a composição do petróleo é de alcanos de fórmula geral  $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$ .

Massa molar, em  $\text{g.mol}^{-1}$ : H = 1 e C = 12,01

Assinale a alternativa **CORRETA**.

- A)  $4,4 \times 10^{10}$ .  
B)  $4,5 \times 10^2$ .  
C)  $6,02 \times 10^{23}$ .  
D)  $1,0 \times 10^{200}$ .  
E)  $4,6 \times 10^6$ .

- 13.** (PUC Minas) O álcool etílico pode provocar alterações no organismo humano; acima de uma concentração de 0,46 g de álcool por litro de sangue, o risco de acidentes automobilísticos é duas vezes maior. Um adulto tem, em média, 7 litros de sangue. Para que uma pessoa possa tomar uma bebida alcoólica, sem cair na faixa de risco, deve ingerir até
- 5 g de álcool etílico.
  - 0,07 mol de moléculas de álcool etílico.
  - 35 g de álcool etílico.
  - 0,5 mol de moléculas de álcool etílico.
  - 0,1 mol de moléculas de álcool etílico.

- 14.** (Unicamp-SP) O volume de etanol ( $C_2H_5OH$ ) necessário para encher o tanque de um automóvel é  $50 \text{ dm}^3$ . **CALCULE** o número de moléculas de etanol contidas nesse volume.

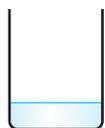
Dados:

Densidade do etanol =  $8,0 \times 10^2 \text{ g/dm}^3$

$N = 6,0 \times 10^{23}$  moléculas em um mol

- 15.** (Mackenzie-SP) A massa total de uma mistura formada por 15,0 g de água e 0,25 mol de glicose ( $C_6H_{12}O_6$ ) será
- Dados: C = 12; O = 16; H = 1
- 15,25 g.
  - 75 g.
  - 60 g.
  - 195 g.
  - 735 g.

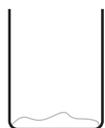
- 16.** (Unimontes-MG-2010) As massas de quatro substâncias foram medidas precisamente e os valores são dados a seguir:



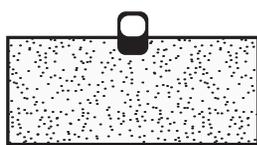
18 g de água  
( $H_2O$ )



180 g de glicose  
( $C_6H_{12}O_6$ )



58,5 g de sal de cozinha  
( $NaCl$ )

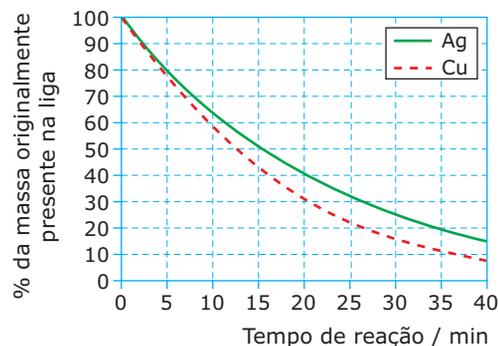


44 g de gás carbônico  
( $CO_2$ )

Analisando-se a relação da quantidade de partículas entre essas quatro substâncias, pode-se afirmar que

- as partículas de  $CO_2$  se encontram mais próximas umas das outras do que na água.
  - a quantidade de partículas em 180 g de glicose é 10 vezes maior do que em 18 g de água.
  - a massa de 1 g de cada uma das substâncias encerra a mesma quantidade de matéria (mol).
  - as quatro substâncias apresentadas contêm um número de partículas igual a  $6,02 \times 10^{23}$ .
- 17.** (UFRJ) Um dos processos mais usados para purificar ouro consiste no borbulhamento de cloro gasoso através de ouro impuro fundido. O ouro não reage com o cloro, enquanto os contaminantes são removidos na forma de cloretos.

O gráfico a seguir apresenta os dados de um processo de refino de uma liga de ouro que contém 8% em massa de prata e 2% em massa de cobre, e relaciona o decaimento da quantidade dos contaminantes com o tempo de reação.



Deseja-se refinar 1 kg dessa liga.

**CALCULE** a massa de prata e de cobre metálicos presentes quando o processo atingir o tempo de meia-vida da prata na reação de cloração.

- 18.** Quantos mols de átomos de H existem em 88 kg de propano ( $C_3H_8$ ), encontrados no interior de um cilindro comercializado por uma empresa de gás?

Dados: C = 12; H = 1

- 19.** (VUNESP-SP) Ligas constituídas de platina e de ródio, com diferentes composições, são utilizadas como sensores de temperatura. Para 1,00 g de uma liga contendo apenas platina e ródio na proporção de 10% em massa de ródio, **CALCULE** a massa e o número de átomos de platina.

Massas atômicas:  $Rh = 103$  e  $Pt = 195$ ; número de Avogadro =  $6,0 \times 10^{23}$

- 20.** (Unicamp-SP-2011) Acidentes de trânsito causam milhares de mortes todos os anos nas estradas do país. Pneus desgastados ("carecas"), freios em péssimas condições e excesso de velocidade são fatores que contribuem para elevar o número de acidentes de trânsito. Responsável por 20% dos acidentes, o uso de pneu "careca" é considerado falta grave e o condutor recebe punição de 5 pontos na carteira de habilitação. A borracha do pneu, entre outros materiais, é constituída por um polímero de isopreno ( $C_5H_8$ ) e tem uma densidade igual a  $0,92 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$ . Considere que o desgaste médio de um pneu até o momento de sua troca corresponda ao consumo de 31 mol de isopreno e que a manta que forma a banda de rodagem desse pneu seja um retângulo de 20 cm x 190 cm. Para esse caso específico, a espessura gasta do pneu seria de, aproximadamente,
- Dados de massas molares em  $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ : C = 12 e H = 1
- 21.** (FUVEST-SP) A tabela a seguir apresenta o mol, em gramas, de várias substâncias:

Substância	Au	HCl	O <sub>3</sub>	C <sub>5</sub> H <sub>12</sub>	H <sub>2</sub> O
mol / g	197	36,5	48,0	72,0	18,0

Comparando massas iguais dessas substâncias, a que apresenta **MAIOR** número de moléculas é

- A) Au. B) HCl. C) O<sub>3</sub>. D) C<sub>5</sub>H<sub>12</sub>. E) H<sub>2</sub>O.
- 22.** (FUVEST-SP) A impressão desta página consumiu cerca de 8 mg de tinta. **CALCULE** a massa e o número de átomos de carbono utilizados para imprimir esta página, supondo que 90% da massa de tinta seja constituída pelo elemento carbono.

Dados:  $N = 6,0 \times 10^{23}$  unidades/mol

Massa atômica do carbono: 12

- 23.** (FUVEST-SP) O isocianato de metila,  $H_3CN=C=O$ , é um líquido volátil e tóxico. Tolerar-se, no máximo,  $5 \times 10^{-5}$  g de seu vapor por metro cúbico de ar.
- A) Qual é o número aproximado de moléculas de  $H_3CNCO$  por  $\text{m}^3$  de ar na condição de tolerância máxima?
- B) Qual é o volume de ar necessário para diluir com segurança o vapor proveniente de evaporação de  $1 \text{ cm}^3$  do líquido?
- Dados: Massa molar do  $H_3CNCO = 57 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$   
 Densidade do  $H_3CNCO = 0,92 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$   
 Número de Avogadro =  $6,0 \times 10^{23}$

- 24.** (VUNESP-SP) O mercúrio, na forma iônica, é tóxico porque inibe certas enzimas. Uma amostra de 25,0 gramas de atum de uma grande remessa foi analisada, e constatou-se que continha  $2,1 \times 10^{-7}$  mol de  $Hg^{2+}$ . Considerando-se que os alimentos com conteúdo de mercúrio acima de  $0,5 \times 10^{-3}$  gramas por quilograma de alimento não podem ser comercializados, **DEMONSTRE** se a remessa de atum deve ou não ser confiscada.

Massa atômica do Hg = 200 u.m.a.

## SEÇÃO ENEM

- 01.** Em um rótulo de leite em pó integral, lê-se:

### MODO DE PREPARAR

Coloque o leite instantâneo sobre água quente ou fria, previamente fervida. Mexa ligeiramente e complete com água a medida desejada.

Para um copo de 200 mL, coloque 2 colheres bem cheias (30 g).

### Composição média do produto em pó

<b>gordura</b>	26%	<b>sais minerais</b>	6%
<b>proteínas</b>	30%	<b>água</b>	3% no pó
<b>lactose (C<sub>12</sub>H<sub>22</sub>O<sub>11</sub>)</b>	35%	<b>lecitina</b>	0,2% no pó

Supondo que a composição corresponda ao percentual em massa de cada componente e que a constante de Avogadro valha  $6 \times 10^{23}$ , a quantidade em mol de lactose em dois copos de leite integral é igual a

Dados:  $M(C) = 12 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

$M(O) = 16 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

$M(H) = 1 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

- A) 0,61 mol.  
 B) 0,122 mol.  
 C) 0,061 mol.  
 D) 0,00122 mol.  
 E) 6,1 mol.

02.

**Sais que curam**

A homeopatia emprega esses remédios para curar várias afecções simples. Veja lista a seguir da função de alguns desses sais.

- Fosfato de potássio ( $K_3PO_4$ ): mau hálito, timidez, depressão, gengivas que sangram.
- Sulfato de cálcio ( $CaSO_4$ ): acne, varizes.
- Cloreto de sódio ( $NaCl$ ): picadas de insetos, dentição de bebês, suores noturnos.
- Fosfato de ferro ( $FePO_4$ ): reumatismo, torceduras, laringite, menstruação frequente com sangramento excessivo.

BONTEMPO, Márcio. *Medicina natural*. São Paulo: Nova Cultura, 1994 (Adaptação).

Pelo princípio homeopático essas substâncias devem ser diluídas inúmeras vezes e podem ser administradas na forma de gotas ou de glóbulos de açúcar.

No sítio da Internet encontrou-se uma descrição de como são preparados os glóbulos e as quantidades de sacarose que eles contêm:

São preparados a partir da embebição dos glóbulos (sacarose) ou tabletes (lactose) no medicamento recém-preparado em sua forma líquida.

Glóbulos nº 7 que pesam em média 65 a 70mg: cada frasco contém em média 220 glóbulos.

Disponível em: [http://www.sauernet.com.br/index.php?option=com\\_content&task=view&=30&Itemid=70](http://www.sauernet.com.br/index.php?option=com_content&task=view&=30&Itemid=70). Acesso em 12 out. 2010.

Considerando que uma adolescente apresente os seguintes problemas: mau hálito, acne e menstruação frequente com sangramento excessivo; e que ela precise, para resolver o problema, tomar de oito em oito horas um glóbulo nº 7 de sacarose ( $C_{12}H_{22}O_{11}$ ) que contenha  $1/6 \times 10^{23}$  mol de cada princípio ativo durante duas semanas, a proporção entre o número de íons dos princípios ativos e o número de moléculas de sacarose ingerido, neste período, é, aproximadamente, igual a

- 8 íon:  $1,20 \times 10^{20}$  moléculas de sacarose.
- 42 íons:  $1,20 \times 10^{21}$  moléculas de sacarose.
- 126 íons:  $5 \times 10^{21}$  moléculas de sacarose.
- 336 íons:  $5 \times 10^{21}$  moléculas de sacarose.
- 336 íons:  $1 \times 10^{22}$  moléculas de sacarose.

**GABARITO****Fixação**

01. B
02. B
03. D
04. D
05. E

**Propostos**

01. C
02. B
03. B
04.  $7,525 \times 10^{22}$  átomos de Ti
05.  $2,51 \times 10^{23}$  moléculas de  $H_2O$
06. C
07. D
08. C
09. 10,23 milimols
10. E
11. B
12. A
13. B
14.  $5,2 \times 10^{26}$  moléculas de etanol
15. C
16. D
17. 40 g de prata e 8 g de cobre.
18. 16 000 mol de átomos de hidrogênio
19. 0,9 g e  $2,78 \times 10^{21}$  átomos de platina
20. B
21. E
22. 7,2 mg e  $3,6 \times 10^{20}$  átomos de carbono
23. A)  $5,28 \times 10^{17}$  moléculas/ $m^3$   
B)  $V(ar) = 18\,400\,m^3$
24. Sim, porque contém  $1,68 \times 10^{-3}$  g de Hg/kg de atum

**Seção Enem**

01. C
02. D

# QUÍMICA

## Cálculos de fórmulas

MÓDULO  
02

FRENTE  
D

### FÓRMULA MOLECULAR

É a fórmula que indica o número de átomos de cada elemento em uma molécula da substância.

#### Exemplo:

Fórmula molecular do ozônio:  $O_3$ .

Essa fórmula indica que cada molécula de ozônio é formada por 3 átomos do elemento oxigênio.

Fórmula molecular do ácido sulfúrico:  $H_2SO_4$ .

Essa fórmula indica que em uma molécula de ácido sulfúrico existem 2 átomos do elemento hidrogênio, 1 átomo do elemento enxofre e 4 átomos do elemento oxigênio.

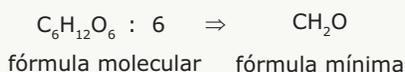
Fórmula molecular do iso-octano:  $C_8H_{18}$ .

De acordo com a representação, cada molécula de iso-octano apresenta 8 átomos do elemento carbono e 18 átomos do elemento hidrogênio.

### FÓRMULA MÍNIMA OU EMPÍRICA

É a fórmula que indica a menor proporção entre o número de átomos de cada elemento formador da substância.

A fórmula mínima pode ser obtida pela simplificação dos índices encontrados na fórmula molecular. Veja o exemplo da glicose ( $C_6H_{12}O_6$ ). Se simplificarmos os índices de sua fórmula molecular dividindo-os por 6, obteremos os menores índices inteiros que representam a proporção entre os átomos dos elementos químicos.



Essa fórmula indica que a proporção entre os números de átomos de C, H e O na glicose, expressa pelos menores números inteiros, é de 1:2:1, respectivamente.

Em alguns casos, a fórmula molecular pode ser simplificada por mais de um número inteiro (como na glicose, que pode ser simplificada por 2, 3 e 6). Nesse caso, devemos escolher o maior desses números para fazer a simplificação.

A fórmula mínima em alguns casos é igual à fórmula molecular. Há casos em que há diversas substâncias com a mesma fórmula mínima e diferentes fórmulas moleculares.

#### Exemplos:

Substância	Fórmula molecular	Fórmula mínima
Ácido acético	$C_2H_4O_2$	$CH_2O$
Ácido láctico	$C_3H_6O_3$	$CH_2O$
Ácido nítrico	$HNO_3$	$HNO_3$
Ácido sulfúrico	$H_2SO_4$	$H_2SO_4$
Benzeno	$C_6H_6$	$CH$
Sacarose	$C_{12}H_{22}O_{11}$	$C_{12}H_{22}O_{11}$

### Exercício Resolvido

**01.** (PUC-Campinas-SP) Na formação de um óxido de nitrogênio, verificou-se que, para cada  $9,03 \times 10^{22}$  átomos de nitrogênio, são necessários 4,80 g de oxigênio. Determinar Dados: N =  $14 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ ; O =  $16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

- A) a fórmula mínima desse óxido.  
B) sua fórmula molecular, sendo 92 a sua massa molecular.

#### Resolução:

##### A) Determinação da fórmula mínima

De acordo com a constante de Avogadro, sabemos que  $1,00 \text{ mol}$  de átomos apresenta  $6,02 \times 10^{23}$  átomos. Assim,

$$\begin{aligned} 1,00 \text{ mol de átomos} & \text{---} 6,02 \times 10^{23} \text{ átomos} \\ x \text{ mol de átomos} & \text{---} 9,03 \times 10^{22} \text{ átomos} \\ x & = 0,15 \text{ mol de átomos} \end{aligned}$$

Como a massa molar do oxigênio é  $16,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ , a quantidade, em mol, presente em 4,80 gramas será:

$$\begin{aligned} 1,00 \text{ mol de oxigênio} & \text{---} 16,0 \text{ gramas} \\ y \text{ mol de oxigênio} & \text{---} 4,80 \text{ gramas} \\ y & = 0,30 \text{ mol de oxigênio} \end{aligned}$$

Como indicado anteriormente, temos 0,15 mol de átomos de nitrogênio para cada 0,30 mol de átomos de oxigênio. Logo, a fórmula mínima do óxido é:  $NO_2$ .

##### B) Determinação da fórmula molecular

A massa molar do  $NO_2$  é:  
 $14 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} + 2 \cdot 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 46 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

$$\frac{\text{Massa molar da fórmula molecular}}{\text{Massa molar da fórmula mínima}} = \frac{92}{46} = 2$$

Assim, para encontrarmos a fórmula molecular, devemos multiplicar a fórmula mínima por 2, resultando em:  $N_2O_4$ .

## FÓRMULA PERCENTUAL OU CENTESIMAL

Indica as porcentagens, em massa, de cada elemento constituinte da substância.

### Exemplo:

Fórmula centesimal do metano =  $C_{75\%}H_{25\%}$ .

Essa fórmula indica que, em cada 100 g de metano, temos 75 g de C e 25 g de H. Em outras palavras, a contribuição percentual, em massa, de C e de H, para a formação da massa molar do metano, é igual a 75% e a 25%, respectivamente.

Essa fórmula pode ser obtida a partir da fórmula molecular, de acordo com os seguintes passos:

- Determinação da massa molar da substância.
- Cálculo do percentual em massa de cada elemento, a partir da expressão:

$$\frac{M(\text{elemento})}{M(\text{substância})} \cdot 100$$

## CONVERSÃO ENTRE AS FÓRMULAS

As fórmulas molecular, mínima e percentual podem ser interconvertidas. Observe:

### Determinação da fórmula mínima a partir da fórmula percentual

#### Exercício Resolvido

- 02.** A análise elementar de um composto orgânico identificou a seguinte composição percentual: 52,18% em carbono; 13,04% em hidrogênio. Determinar a fórmula mínima do composto em questão.

#### Resolução:

##### Interpretação dos dados

A inspeção da composição percentual revela 52,18% em C e 13,04% em H. Isso não equivale a 100%. É muito comum essa representação para compostos orgânicos e, o restante, ou seja, o que falta para completar 100%, refere-se ao percentual de oxigênio. Assim, o composto apresenta:

$$100,00 - 52,18 - 13,04 = 34,78\% \text{ em oxigênio}$$

##### Conversão da proporção em massa para proporção em mol

$$\begin{aligned} 1,0 \text{ mol de C} &\text{ — } 12,0 \text{ gramas} \\ x \text{ mol de C} &\text{ — } 52,18 \text{ gramas} \\ x &= \frac{52,18}{12,00} = 4,35 \text{ mol de C} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} 1,0 \text{ mol de H} &\text{ — } 1,00 \text{ grama} \\ y \text{ mol de H} &\text{ — } 13,04 \text{ gramas} \\ y &= \frac{13,04}{1,00} = 13,04 \text{ mol de H} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} 1,0 \text{ mol de O} &\text{ — } 16,0 \text{ gramas} \\ z \text{ mol de O} &\text{ — } 34,78 \text{ gramas} \\ z &= \frac{34,78}{16,0} = 2,17 \text{ mol de O} \end{aligned}$$

A proporção, em mol, obtida é:  $C_{4,35}H_{13,04}O_{2,17}$ .

##### A fórmula mínima

Na fórmula mínima, a proporção entre os átomos dos elementos é dada por números inteiros. Assim, dividimos os números obtidos pelo menor deles:

$$\frac{C_{4,35}}{2,17} \frac{H_{13,04}}{2,17} \frac{O_{2,17}}{2,17} = C_2H_6O$$

## Determinação da fórmula molecular a partir da fórmula percentual e da massa molar

#### Exercício Resolvido

- 03.** (UFPA) A limonina é uma substância de massa molecular 470 u. Ela está presente em alguns frutos cítricos e é também responsável pelo sabor amargo desses frutos. Sabendo-se que sua fórmula centesimal é C (66,38%), H (6,38%), O (27,23%), sua fórmula molecular será

- A)  $C_{30}H_{46}O_4$ .      C)  $C_{26}H_{30}O_8$ .      E)  $C_{20}H_{38}O_{12}$ .  
B)  $C_{28}H_{54}O_5$ .      D)  $C_{23}H_{50}O_9$ .

#### Resolução:

##### Interpretação dos dados

Cada 100,0 gramas de limonina apresentam 66,38 gramas de carbono, 6,38 gramas de hidrogênio e 27,23 gramas de oxigênio.

##### Conversão da proporção em massa para proporção em mol

$$\begin{aligned} 1,0 \text{ mol de C} &\text{ — } 12,0 \text{ gramas} \\ x \text{ mol de C} &\text{ — } 66,38 \text{ gramas} \\ x &= \frac{66,38}{12,00} = 5,53 \text{ mol de C} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} 1,0 \text{ mol de H} &\text{ — } 1,00 \text{ gramas} \\ y \text{ mol de H} &\text{ — } 6,38 \text{ gramas} \\ y &= \frac{6,38}{1,00} = 6,38 \text{ mol de H} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} 1,0 \text{ mol de O} &\text{ — } 16,0 \text{ gramas} \\ z \text{ mol de O} &\text{ — } 27,23 \text{ gramas} \\ z &= \frac{27,23}{16,0} = 1,70 \text{ mol de O} \end{aligned}$$

A proporção, em mol, obtida é:  $C_{5,53}H_{6,38}O_{1,70}$ .

##### A fórmula mínima

Na fórmula mínima, a proporção entre os átomos dos elementos é dada por números inteiros. Assim, dividimos os números obtidos pelo menor deles:

$$\frac{C_{5,53}}{1,70} \frac{H_{6,38}}{1,70} \frac{O_{1,70}}{1,70} = C_{3,25}H_{3,75}O_{1,00} = C_{13}H_{15}O_4$$

Observe que os números obtidos pela divisão por 1,70 não eram inteiros. Assim, eles foram multiplicados por 4, a fim de obtermos números inteiros.

#### A fórmula molecular

A massa molar de  $C_{13}H_{15}O_4$  é:

$$13 \cdot 12 \text{ g.mol}^{-1} + 15 \cdot 1 \text{ g.mol}^{-1} + 4 \cdot 16 \text{ g.mol}^{-1} = 235 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$\frac{\text{Massa molar da fórmula molecular}}{\text{Massa molar da fórmula mínima}} = \frac{470}{235} = 2$$

Para encontrarmos a fórmula molecular, devemos multiplicar a fórmula mínima por 2, resultando em:



Resposta: C

## Determinação da fórmula molecular e mínima a partir das quantidades de produtos formados em um processo de combustão

### Exercício resolvido

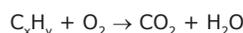
- 04.** (Unip-SP) Uma amostra de hidrocarboneto  $C_xH_y$ , com massa igual a 1,00 g, é queimada em excesso de oxigênio, fornecendo 1,80 g de  $H_2O$  e 2,93 g de  $CO_2$ . A fórmula mínima (empírica) do hidrocarboneto é (Dadas as massas atômicas: C = 12,0 u; H = 1,0 u; O = 16,0 u)

- A)  $CH$ .                      C)  $CH_3$ .                      E)  $C_2H_3$ .  
B)  $CH_2$ .                      D)  $CH_4$ .

#### Resolução:

#### Interpretação dos dados

A queima de um hidrocarboneto com excesso de oxigênio corresponde a uma reação de combustão completa que origina como produtos apenas gás carbônico e água. Esse processo pode ser descrito pela seguinte equação química:



Sendo assim, se for determinada a quantidade em mols do reagente oxigênio e dos produtos, podemos balancear a equação e determinar a fórmula mínima do hidrocarboneto.

#### Cálculo da massa de oxigênio envolvida na combustão:

A Lei de Lavoisier diz que, durante uma reação química, a soma das massas dos reagentes é igual a soma das massas dos produtos, ou seja, há conservação das massas. Portanto:

$$m(C_xH_y) + m(O_2) = m(CO_2) + m(H_2O)$$

$$1 + m(O_2) = 2,93 + 1,80$$

$$m(O_2) = 3,73 \text{ g}$$

#### Cálculo da quantidade em mols de oxigênio e dos produtos:

$$O_2 \Rightarrow \frac{3,73 \text{ g}}{32 \text{ g.mol}^{-1}} = 0,1165625 \text{ mol}$$

$$CO_2 \Rightarrow \frac{2,93 \text{ g}}{44 \text{ g.mol}^{-1}} = 0,0666 \text{ mol}$$

$$H_2O \Rightarrow \frac{1,8 \text{ g}}{18 \text{ g.mol}^{-1}} = 0,1 \text{ mol}$$

Dividindo todos os valores pelo menor deles, temos:

$$O_2 \Rightarrow \frac{0,1165625}{0,0666} = 1,75 \text{ mol}$$

$$CO_2 \Rightarrow \frac{0,0666}{0,0666} = 1 \text{ mol}$$

$$H_2O \Rightarrow \frac{0,1}{0,0666} = 1,5 \text{ mol}$$

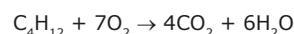
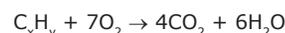
Multiplicando-se esses valores por 4 para obtenção dos menores coeficientes estequiométricos inteiros, temos:

$$O_2 \Rightarrow 7 \text{ mol}$$

$$CO_2 \Rightarrow 4 \text{ mol}$$

$$H_2O \Rightarrow 6 \text{ mol}$$

#### Balanceando a equação da reação de combustão, temos:



Dividindo-se os índices da fórmula  $C_4H_{12}$  por 4 obtemos a fórmula mínima do hidrocarboneto,  $CH_3$ .

Observe que não podemos afirmar que a fórmula molecular do hidrocarboneto é  $C_4H_{12}$ , pois o hidrocarboneto com 4 carbonos apresenta, no máximo, 10 hidrogênios. Portanto, o composto em questão deve ser o  $C_2H_6$  e a equação balanceada será:



## EXERCÍCIOS DE FIXAÇÃO

- 01.** (FUVEST-SP) Uma substância orgânica de massa molecular 42 é representada pela fórmula mínima  $CH_2$ . O número de átomos de carbono em cada molécula da substância é igual a

Dados C = 12,0; H = 1,0

- A) 2.                      C) 4.                      E) 6.  
B) 3.                      D) 5.

**02.** (Unimontes-MG–2006) O gás hilariante é um composto formado por nitrogênio (N) e oxigênio (O), na proporção aproximada de 2,0 g de nitrogênio para cada 1,0 g de oxigênio. As alternativas a seguir se referem às composições de vários compostos formados por nitrogênio e oxigênio. A que constitui a composição do gás hilariante está representada na alternativa:

- A) 9,8 g de N e 4,9 g de O.  
 B) 4,6 g de N e 7,3 g de O.  
 C) 6,4 g de N e 7,3 g de O.  
 D) 14,5 g de N e 40,9 g de O.

**03.** (UNESP) Lindano, usado como um inseticida, tem composição percentual em massa de 24,78% de carbono, 2,08% de hidrogênio e 73,14% de cloro, e massa molar igual a 290,85 g.mol<sup>-1</sup>. Dadas as massas atômicas dos elementos: C = 12, H = 1 e Cl = 35,5, a fórmula molecular do lindano é

- A) C<sub>4</sub>H<sub>5</sub>Cl<sub>2</sub>.      C) C<sub>6</sub>H<sub>5</sub>Cl<sub>6</sub>.      E) C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>Cl<sub>6</sub>.  
 B) C<sub>5</sub>H<sub>7</sub>Cl<sub>6</sub>.      D) C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>Cl<sub>2</sub>.

**04.** (UFU-MG) O sulfato de cobre é um dos componentes da “calda bordalesa”, mistura muito utilizada na agricultura para combater as doenças fúngicas em hortaliças e árvores frutíferas.

A porcentagem de água presente no sulfato de cobre pentaidratado puro (CuSO<sub>4</sub>·5H<sub>2</sub>O) é de, aproximadamente,

- A) 36%.      B) 56%.      C) 11%.      D) 5%.

**05.** (UFTM-MG) Uma amostra de 4,5 g de um composto orgânico que contém apenas C, H e O como constituintes foi queimada completamente com gás oxigênio em excesso e, como resultado, foram obtidos 6,6 g de CO<sub>2</sub> e 2,7 g de H<sub>2</sub>O. Com esses dados, pode-se concluir que a fórmula empírica desse composto é

Dados: massas molares (g.mol<sup>-1</sup>)

H = 1,0, C = 12,0 e O = 16,0

- A) C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>O.      C) C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>O.      E) C<sub>6</sub>H<sub>3</sub>O<sub>8</sub>.  
 B) CH<sub>2</sub>O.      D) C<sub>4</sub>H<sub>2</sub>O<sub>5</sub>.

**02.** (EFOA-MG) Um químico, ao vistoriar um laboratório abandonado a fim de verificar se os reagentes ali existentes poderiam ser aproveitados, encontrou dois frascos com os rótulos danificados. Ao analisar o conteúdo dos frascos, encontrou as seguintes situações:

A análise elementar do conteúdo do frasco I mostrou o seguinte resultado (m/m): H = 8,0%; C = 48,0%; N = 28,0% e O = 16,0%.

Considerando a massa molar visível no rótulo (200,0 g.mol<sup>-1</sup>), **DETERMINE** a fórmula molecular da substância contida no frasco I, indicando os cálculos.

**03.** (UFU-MG) Um óxido de nitrogênio foi analisado e apresentou as seguintes porcentagens em massa: 25,9% de nitrogênio e 74,1% de oxigênio.

Tendo em vista as informações apresentadas, faça o que se pede. **DÊ** a fórmula empírica desse composto, demonstrando os cálculos utilizados.

Dados: N = 14; O = 16.

**04.** (Mackenzie-SP–2006) A ureia, que tem fórmula molecular CH<sub>4</sub>N<sub>2</sub>O, constitui um dos produtos finais do metabolismo da maioria dos vertebrados, sendo excretada pela urina. A porcentagem de nitrogênio, em massa, na molécula de ureia é aproximadamente igual a

Dados: massas molares (g.mol<sup>-1</sup>)  
 H = 1, C = 12, N = 14, O = 16

- A) 23,3%.      C) 60,8%.      E) 28,0%.  
 B) 20,0%.      D) 46,7%.

**05.** (UFAL–2010) O cacodilo, que tem um odor forte de alho e é usado na manufatura de ácido cacodílico, um herbicida para a cultura do algodão, tem a seguinte composição percentual em massa: 22,88% de C, 5,76% de H e 71,36% de As e massa molar 209,96 g.mol<sup>-1</sup>. Qual a fórmula molecular do cacodilo?

- A) C<sub>4</sub>H<sub>12</sub>As<sub>2</sub>      C) C<sub>8</sub>H<sub>39</sub>As      E) C<sub>10</sub>H<sub>15</sub>As  
 B) C<sub>3</sub>H<sub>24</sub>As<sub>2</sub>      D) C<sub>9</sub>H<sub>27</sub>As

**06.** (Mackenzie-SP) Na análise de 3,75 g de um composto orgânico C<sub>x</sub>H<sub>y</sub>O<sub>w</sub>, encontraram-se 1,8 g de carbono e 6x10<sup>22</sup> átomos de oxigênio, além de hidrogênio. Se 0,75 mol desse composto pesa 112,5 g, então sua fórmula molecular é

Dadas as massas atômicas: C = 12 u, H = 1 u e O = 16 u

- A) C<sub>15</sub>H<sub>35</sub>O<sub>10</sub>.      C) C<sub>9</sub>H<sub>21</sub>O<sub>6</sub>.      E) C<sub>3</sub>H<sub>7</sub>O<sub>2</sub>.  
 B) C<sub>6</sub>H<sub>14</sub>O<sub>4</sub>.      D) C<sub>12</sub>H<sub>9</sub>O<sub>4</sub>.

**07.** (FUVEST-SP) Um composto submetido à decomposição produziu hidrogênio (H<sub>2</sub>) e silício (Si) na proporção, respectivamente, de 3,0 g para 28,0 g (massas molares: H<sub>2</sub> = 2,0 g.mol<sup>-1</sup>; Si = 28,0 g.mol<sup>-1</sup>). No composto original, quantos átomos de hidrogênio estão combinados com um átomo de silício?

- A) 1      C) 3      E) 6  
 B) 2      D) 4

## EXERCÍCIOS PROPOSTOS

**01.** (UFV-MG) Dois óxidos de enxofre foram analisados separadamente, revelando as seguintes porcentagens:

	% em enxofre	% em oxigênio
Óxido I	40	60
Óxido II	50	50

Identifique a alternativa que apresenta as fórmulas mínimas dos óxidos I e II, respectivamente:

Dados: S = 32 g; O = 16 g

- A) SO<sub>2</sub>; S<sub>2</sub>O<sub>3</sub>      C) SO<sub>3</sub>; SO<sub>2</sub>      E) SO<sub>2</sub>; S<sub>2</sub>O<sub>5</sub>  
 B) SO<sub>2</sub>; SO<sub>3</sub>      D) S<sub>2</sub>O<sub>3</sub>; SO<sub>2</sub>

08. (UFV-MG) Sabe-se que, quando uma pessoa fuma um cigarro, pode inalar de 0,1 até 0,2 mg de nicotina. Foi descoberto em laboratório que cada miligrama de nicotina contém 74,00% de carbono, 8,65% de hidrogênio e 17,355% de nitrogênio. A fórmula mínima da nicotina é

A)  $C_6H_7N$ .      C)  $C_{10}H_{12}N$ .      E)  $C_4H_3N_2$ .  
 B)  $C_5H_7N$       D)  $C_5H_6N_2$ .

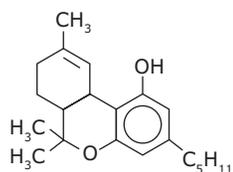
09. (UFU-MG) Para se temperar saladas, as donas de casa usam limão ou vinagre, pois frutas cítricas, como o limão, possuem, entre outros componentes, o ácido cítrico, enquanto que, no vinagre, o componente principal é o ácido acético.

Considerando que o ácido cítrico apresenta massa molar igual a  $192 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$  e sua análise elementar (composição percentual em massa) é 37,5% C, 4,2% H e 58,3% O, pergunta-se:

Qual é a fórmula molecular do ácido cítrico?

10. (FUVEST-SP) Ferritas são compostos com propriedades magnéticas e utilizados em componentes eletrônicos. A análise química de uma ferrita forneceu os resultados: Mg = 12%; Fe = 56%; O = 32%. (Massas atômicas: Mg = 24; Fe = 56; O = 16). **DETERMINE** a fórmula mínima da ferrita.

11. (UFTM-MG) Maconha é o nome popular, no Brasil, de uma planta chamada cientificamente de *Cannabis sativa*. Essa planta já era usada para fins medicinais há mais de 5 000 anos. Até o início do século XX, a maconha era considerada um medicamento para tratamento de várias doenças. No entanto, os danos causados à saúde pelo uso indiscriminado dessa droga fizeram com que fosse proibida em muitos países ocidentais. Pesquisas recentes têm indicado que a maconha apresenta um efeito benéfico no tratamento de alguns casos de epilepsia e na redução de náuseas e vômitos em pacientes que usam drogas anticâncer. A substância química responsável pela ação da planta é o THC (tetra-hidrocanabinol), cuja fórmula estrutural é representada na figura.



A porcentagem em massa de carbono no THC é, aproximadamente,

Dados: massas molares ( $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ ): H = 1,0, C = 12,0 e O = 16,0

A) 40%. B) 60%. C) 70%. D) 80%. E) 90%.

12. (UFTM-MG-2006) A revolução de implantes dentários e de próteses se deve ao sueco P.I. Bränemark, que fundou uma clínica no Brasil para tornar esse tratamento acessível a populações mais carentes. A osseointegração é uma técnica de implantação de titânio praticamente irremovível em que o metal, na forma de pinos, integra-se ao osso, podendo sustentar dentes, orelhas, mãos, rostos e outras partes do corpo. O titânio na sua forma de óxido é extraído do mineral ilmenita. O óxido de titânio (IV), quando aquecido com coque,  $C_{(s)}$ , e gás cloro, produz somente o tetracloreto de titânio e o dióxido de carbono.

O  $TiCl_4$  é reduzido a titânio metálico após tratamento com magnésio metálico.

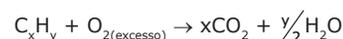
- A) **ESCREVA** as equações, devidamente balanceadas, que representam as reações de obtenção do titânio metálico a partir de seu óxido.

- B) A integração do titânio ao osso deve-se, possivelmente, à formação da hidroxiapatita, principal mineral do osso, sobre a superfície do metal, o que o torna parte integrante do osso. **APRESENTE** a dedução da fórmula empírica da hidroxiapatita, que apresenta composição centesimal em massa aproximadamente igual a: 40% de  $Ca^{2+}$ , 57% de  $PO_4^{3-}$  e 3,4% de  $OH^-$ .

Dados: massas molares ( $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ )

$Ca^{2+} = 40$ ,  $PO_4^{3-} = 95$  e  $OH^- = 17$

13. (VUNESP) Um hidrocarboneto  $C_xH_y$  é queimado em excesso de oxigênio, segundo a reação:



Observou-se que, para cada 1,00 g de  $H_2O$ , há formação de 1,955 g de  $CO_2$ . **DETERMINE** a fórmula empírica do hidrocarboneto (massas atômicas: H = 1,0; C = 12; O = 16).

14. (FMTM-MG) Um ácido graxo, principal componente dos óleos vegetais, da soja e do milho, apresenta apenas carbono, hidrogênio e oxigênio em sua composição. A combustão completa de 0,25 mol desse ácido gera 4,5 mol de  $CO_2$  e 4,0 mol de água. Nesse composto, os percentuais, em massa, de hidrogênio e de oxigênio são iguais. Sua fórmula mínima é

A)  $C_{18}H_{16}O$ .

B)  $C_9H_{16}O_2$ .

C)  $C_9H_{10}O$ .

D)  $C_9H_8O$ .

E)  $C_9H_4O$ .

15. (FUVEST-SP) Determinado óxido de nitrogênio é constituído de molécula de  $N_2O_x$ . Sabendo-se que 0,152 gramas do óxido contém  $1,20 \times 10^{21}$  moléculas, o valor de x é

A) 1.

B) 2.

C) 3.

D) 4.

E) 5.

16. **CALCULE** as fórmulas empíricas para as substâncias correspondentes às seguintes composições percentuais em massa:

A) 85,9% de Pt e 14,1% de O

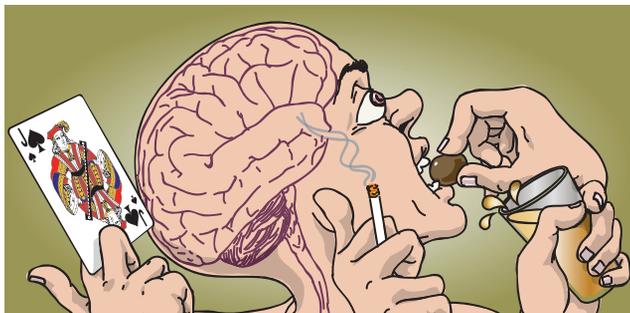
B) 29,1% de Na; 40,5% de S e 30,4% de O

C) 32,0% de C; 6,67% de H; 18,7% de N e 42,6% de O.

## SEÇÃO ENEM

### 01. A Química do Vício

Como funcionam as reações no cérebro que induzem uma pessoa à dependência



As sensações de prazer são produzidas no cérebro na forma de descargas elétricas entre os neurônios, induzidas por um neurotransmissor chamado dopamina ( $C_8H_{11}NO_2$ ), uma substância que o cérebro libera normalmente quando uma pessoa faz sexo, come ou bebe. Quanto maior a quantidade de dopamina, maior a sensação de prazer, assim como a serotonina ( $C_{68,18\%}H_{6,82\%}N_{15,9\%}O_{9,1\%}$ ), cuja falta é associada a sensações de tristeza e de abatimento.

Estímulos externos, como um elogio, um beijo, uma boa mão de pôquer e o consumo de drogas como o álcool, o cigarro ou a cocaína estimulam a liberação de dopamina ou bloqueiam sua absorção natural no cérebro. O resultado é uma sensação artificial de euforia ou de bem-estar. A compulsão por jogo, por sexo ou por comida tem mecanismos parecidos.

Pesquisas mais recentes indicam que pessoas cujas células cerebrais têm alguma deficiência no uso da dopamina (dificuldade de produzir ou de liberar) são mais propensas ao vício ou à compulsão. Elas teriam tendência a procurar com mais frequência atividades ligadas ao prazer (como jogar ou beber em excesso), de modo a compensar a insuficiência orgânica.

VEJA, ano 32, n.º 8, 24 fev. de 1999 (Adaptação).

As informações sobre a dopamina e a serotonina, descritas no texto, permitem concluir que

Dados:  $M(\text{serotonina}) = 176 \text{ g/mol}$

$M(C) = 12 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$        $M(N) = 14 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

$M(H) = 1 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$        $M(O) = 16 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

- a fórmula mínima da dopamina é diferente de sua fórmula molecular.
- em cada molécula de dopamina, a proporção entre os átomos de carbono, hidrogênio, nitrogênio e oxigênio é 8:11:1:1, respectivamente.
- a substância cuja falta é associada a sensações de tristeza e de abatimento apresenta fórmula molecular  $C_{10}H_{12}N_2O$ .
- o hidrogênio contribui com maior percentual em massa na formação de uma molécula de dopamina do que o nitrogênio.
- o hidrogênio contribui com menor quantidade de átomos na formação de uma molécula de serotonina do que o carbono.

02. John Dalton, a partir da Lei das Proporções múltiplas e de dados das análises de Lavoisier para a água (85% de oxigênio e 15% de hidrogênio em massa) e da análise de Austin para a amônia (80% de nitrogênio e 20% de hidrogênio em massa), construiu uma tabela de massas atômicas.

Como o hidrogênio, nas reações em que estava presente, participava sempre com uma proporção em massa menor do que os outros elementos, ele foi assumido por Dalton como sendo o padrão, sendo a ele conferida uma massa atômica igual a 1.

VIANA, Hélio E. B; PORTO, Paulo A. A elaboração da Teoria Atômica. In: *Revista Química Nova na Escola* – cadernos temáticos nº 7, Dez. 2007.

Representação	Água	Amônia
1ª		
2ª		
3ª		

Representação dos "átomos compostos" de água, amônia e de outras partículas que poderiam ser formadas, obedecendo à lei das proporções múltiplas.

Disponível em: <<http://www.nmsi.ac.uk>> Acesso em: set. 2006.

Considerando uma das representações acima, Dalton obteve as massas atômicas relativas dos átomos de oxigênio e nitrogênio iguais a 5,66 e 4, respectivamente. As representações utilizadas por Dalton para os átomos compostos de água e de amônia que permitiram a confirmação desses dados foram, respectivamente,

- 
- 
- 
- 
- 

## GABARITO

### Fixação

01. B    02. A    03. E    04. A    05. B

### Propostos

- C
- $C_8H_{16}O_2N_4$
- $N_2O_5$
- D
- A
- B
- C
- $MgFe_2O_4$
- D
- $C_6H_8O_7$
- $TiO_{2(s)} + C_{(s)} + 2C_{l_{2(g)}} \rightarrow TiC_{l_{4(s)}} + CO_{2(g)}$   
 $TiC_{l_{4(s)}} + 2Mg_{(s)} \rightarrow Ti_{(s)} + 2MgC_{l_{2(s)}}$
  - $Ca_3(PO_4)_3OH$
- $C_2H_5$
- C
- C
- $PtO_2$
  - $Na_2S_2O_3$
  - $C_2H_5NO_2$

### Seção Enem

- C
- B

# QUÍMICA

## Cálculos estequiométricos

MÓDULO  
03

FRENTE  
D

### ESTEQUIOMETRIA

O termo estequiometria deriva do grego *stoicheion* = 'elemento', e *metron* = 'medida'. A estequiometria consiste nos cálculos da quantidade (em massa, volume, quantidade de matéria, número de átomos e de moléculas) de reagentes e de produtos das reações químicas.

Esses cálculos fundamentam-se no fato de que a proporção da quantidade de matéria entre reagentes e produtos, numa reação, é constante e é dada pelos coeficientes estequiométricos.

### Sequência prática para montagem dos problemas envolvendo cálculos estequiométricos

- Escrever a equação da reação química citada no problema.
- Balanceá-la acertando os coeficientes que indicarão a proporção, em mols, existente entre os participantes da reação.
- Caso exista mais de uma reação, sendo as mesmas sucessivas, devemos somar as suas equações para obter uma única equação, a equação global ou total. É importante ressaltar que as equações devem ser balanceadas individualmente e as substâncias comuns a cada membro devem ser canceladas. Às vezes, esse cancelamento deve ser precedido da multiplicação ou da divisão de uma ou mais equações por números convenientes, para que uma substância não venha a aparecer nos dois membros da equação final.
- Estabelecer uma regra de três a partir da relação fundamental:

$1,00 \text{ mol} \text{ — } 6,02 \times 10^{23} \text{ espécies} \text{ — } 6,02 \times 10^{23} \cdot n^{\circ} \text{ de átomos} \text{ — } M(\text{g}) \text{ — } 22,71 \text{ L (nas CNTP)}.$

- A montagem do problema fica facilitada ao estabelecermos uma convenção:
  - 1ª linha  $\Rightarrow$  proporção estequiométrica (obtida pela relação fundamental);
  - 2ª linha  $\Rightarrow$  dado e pergunta do problema.
- Caso o problema se refira a rendimento ou pureza, devemos realizar uma nova regra de três com o valor obtido anteriormente, tomando o seguinte cuidado:
  1. Se esse valor se referir a um produto, ele corresponderá a 100% de pureza ou de rendimento;
  2. Se esse valor se referir a um reagente, ele corresponderá ao valor da pureza ou do rendimento fornecido no problema.
- Caso o problema forneça pelo menos dois dados referentes aos reagentes, devemos determinar qual deles está em excesso. O reagente que não está em excesso é denominado fator limitante, e é o dado fornecido para ele que será utilizado para a montagem da regra de três.

Para a melhor compreensão dos problemas envolvendo cálculos estequiométricos, apresentaremos um exemplo resolvido dos principais casos particulares.

## Quando são fornecidas as quantidades de dois ou mais reagentes

### Exercício Resolvido

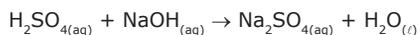
**01.** (FUVEST-SP) Considere a experiência: a uma solução aquosa que contém 10,0 g de hidróxido de sódio adicionam-se lentamente 9,8 g de ácido sulfúrico puro e depois água, de modo a obter-se 1 L de solução.

- A) Representar com fórmulas químicas a reação que ocorreu nessa experiência.  
 B) Calcular a massa de hidróxido de sódio que não reagiu com o ácido.

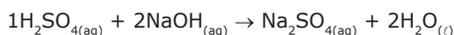
Dados:  $M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$   
 $M(\text{NaOH}) = 40 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

#### Resolução:

1º PASSO: Escrever a equação da reação química citada no problema.



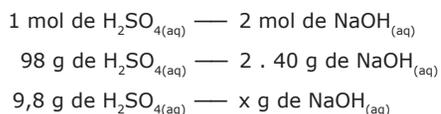
2º PASSO: Balancear a equação.



3º PASSO: Escrever a proporção estequiométrica, em mols.



4º PASSO: Substituir os dados fornecidos na proporção estequiométrica.



5º PASSO: Calcular a massa de NaOH necessária para consumir todo  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

$$\begin{aligned} x &= \frac{9,8 \cdot 2 \cdot 40}{98} \\ x &= 8 \text{ g de NaOH} \end{aligned}$$

6º PASSO: Determinar o reagente em excesso.

Como as substâncias não reagem na proporção que as misturamos, mas reagem na proporção estequiométrica, a substância em excesso é o NaOH, pois a massa misturada, 10 g, foi maior do que a massa necessária para completar a reação, 8 g.

#### OBSERVAÇÃO

No passo anterior, poderíamos ter calculado a massa de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  necessária para consumir toda a massa de

NaOH. Nesse caso, encontraríamos um valor maior do que a massa de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  misturada inicialmente. Esse fato indica que o  $\text{H}_2\text{SO}_4$  é o reagente limitante.

$$\begin{aligned} 98 \text{ g de } \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{aq})} &\text{ — } 2 \cdot 40 \text{ g de } \text{NaOH}_{(\text{aq})} \\ x \text{ g de } \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{aq})} &\text{ — } 10 \text{ g de } \text{NaOH}_{(\text{aq})} \\ x &= \frac{10 \cdot 98}{2 \cdot 40} \\ x &= 12,25 \text{ g de } \text{H}_2\text{SO}_4 \end{aligned}$$

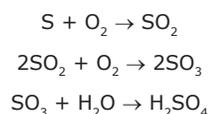
7º PASSO: Calcular a massa de NaOH em excesso.

$$\begin{aligned} m(\text{NaOH})_{\text{em excesso}} &= m(\text{NaOH})_{\text{total}} - m(\text{NaOH})_{\text{reagiu}} \\ m(\text{NaOH})_{\text{em excesso}} &= 10 - 8 \\ m(\text{NaOH})_{\text{em excesso}} &= 2 \text{ g} \end{aligned}$$

## Quando ocorrem reações sucessivas

### Exercício Resolvido

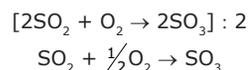
**02.** O ácido sulfúrico, em produção industrial, resulta de reações representadas pelas equações:



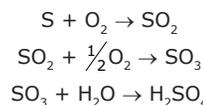
Calcular a massa de enxofre, em quilogramas, necessária para produzir uma tonelada de ácido sulfúrico.

#### Resolução:

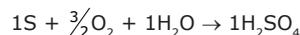
1º PASSO: Escrever a equação da reação global citada no problema. Para obtermos a equação global, devemos somar as equações das três etapas, cancelando as substâncias que aparecem repetidas no primeiro e no segundo membros e somando as substâncias que se encontram no mesmo membro das equações. Nesse caso, o cancelamento deve ser precedido da divisão da equação da segunda etapa por dois.



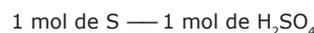
Após essa divisão, temos:



2º PASSO: Balancear a equação. No caso de reações sucessivas, devemos balancear as equações das etapas para garantir que a equação global já esteja balanceada.



3º PASSO: Escrever a proporção estequiométrica, em mols.



4º PASSO: Calcular as massas molares das espécies envolvidas.

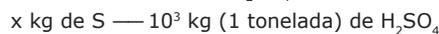
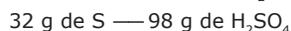
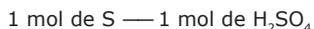
Como o problema envolve as massas de um reagente e do produto, é necessário o cálculo das massas molares dessas substâncias:

$$M(S) = 32 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 4 \cdot M(\text{H}) + M(\text{S}) + 4 \cdot M(\text{O})$$

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 4 \cdot 1 + 32 + 4 \cdot 16 = 98 \text{ g.mol}^{-1}$$

5º PASSO: Substituir os dados fornecidos na proporção estequiométrica.



$$x = \frac{32 \times 10^3}{98}$$

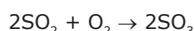
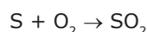
$$x = 326,5 \text{ kg de S}$$

## Quando o grau de pureza de um reagente é inferior a 100%

### Exercícios Resolvidos

- 03.** Utilizaremos como exemplo o exercício anterior com uma informação complementar que está destacada em negrito.

O ácido sulfúrico, em produção industrial, resulta de reações representadas pelas equações:



Calcular a massa de enxofre, em quilogramas, com **90% de pureza**, necessária para produzir uma tonelada de ácido sulfúrico.

#### Resolução:

Os cinco primeiros passos são os mesmos do problema anterior. Acrescentaremos a essa resolução um 6º passo.

6º PASSO: Calcular a massa de enxofre (S) impuro.

#### OBSERVAÇÃO

Esse exemplo corresponde ao **modelo menos comum** de exercício envolvendo grau de pureza, em que o valor a ser calculado, relativo a uma quantidade de reagente, corresponderá ao percentual de pureza fornecido no enunciado; e para obtermos a quantidade desejada, impura (100% da amostra), devemos fazer uma nova regra de três.

A massa de 326,5 kg é a massa de enxofre consumida na reação e, portanto, corresponde a 90% de pureza. Portanto, a massa da amostra impura de enxofre corresponderá a 100%.

326,5 kg de S — 90% da amostra

x kg de S — 100% da amostra

$$x = \frac{326,5 \cdot 100}{90}$$

$$x = 362,8 \text{ kg de S impuro}$$

- 04.** A utilização sistemática da balança em laboratório, especialmente no estudo da variação de massa em reações químicas, é considerada um marco para o surgimento da Química Moderna. Um dos responsáveis por esse significativo momento da história da Química foi Antoine Laurent Lavoisier (1743-1794), cujas contribuições são até hoje utilizadas para o estudo de reações químicas, como a que é representada pela equação a seguir:



Sabendo que  $M(\text{H}) = 1,0 \text{ g.mol}^{-1}$ ,  $M(\text{O}) = 16,0 \text{ g.mol}^{-1}$ ,  $M(\text{Ca}) = 40,0 \text{ g.mol}^{-1}$ ,  $M(\text{C}) = 12,0 \text{ g.mol}^{-1}$  e  $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g.mol}^{-1}$ , e que o grau de pureza do carbonato de cálcio é igual a 75%, determinar a massa da amostra impura de carbonato de cálcio quando são consumidos 14,6 g de ácido clorídrico.

#### Resolução:

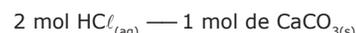
1º PASSO: Escrever a equação da reação química citada no problema.

O problema já apresentou a equação química da reação em questão.

2º PASSO: Balancear a equação.

A equação apresentada está balanceada, pois o número de átomos de cada elemento químico e o número de cargas elétricas, em cada membro da equação, são os mesmos.

3º PASSO: Escrever a proporção estequiométrica, em mols.



4º PASSO: Calcular a massa molar do ácido clorídrico e do carbonato de cálcio.

Como o problema envolve as massas dos reagentes, é necessário o cálculo da massa molar dessas substâncias:

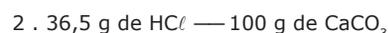
$$M(\text{HCl}) = M(\text{H}) + M(\text{Cl})$$

$$M(\text{HCl}) = 1 + 35,5 = 36,5 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$M(\text{CaCO}_3) = M(\text{Ca}) + M(\text{C}) + 3 \cdot M(\text{O})$$

$$M(\text{CaCO}_3) = 40 + 12 + 3 \cdot 16 = 100 \text{ g.mol}^{-1}$$

5º PASSO: Substituir os dados fornecidos na proporção estequiométrica.



$$x = \frac{14,6 \cdot 100}{2 \cdot 36,5}$$

$$x = 20 \text{ g de CaCO}_{3(\text{s})}$$

6º PASSO: Calcular a massa de  $\text{CaCO}_{3(s)}$ , levando-se em consideração o grau de pureza da amostra utilizada.

Como a amostra de carbonato de cálcio apresenta uma pureza de 75%, o valor encontrado no passo anterior corresponde a 75% da massa da amostra.

$$\begin{aligned} 20 \text{ g de } \text{CaCO}_{3(s)} &\text{ — 75\% de pureza de } \text{CaCO}_{3(s)} \\ x \text{ g de } \text{CaCO}_{3(s)} &\text{ — 100\% da amostra de } \text{CaCO}_{3(s)} \end{aligned}$$

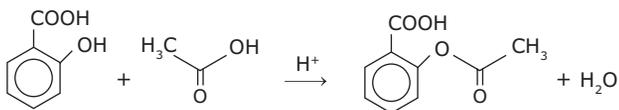
$$x = \frac{20 \cdot 100\%}{75\%}$$

$$x = 26,67 \text{ g de } \text{CaCO}_{3(s)}$$

## Quando o rendimento da reação é inferior a 100%

### Exercício Resolvido

- 05.** O ácido acetilsalicílico (AAS) é um dos medicamentos mais utilizados no mundo inteiro. Sua obtenção pode ser feita por meio da reação do ácido salicílico com ácido acético, catalisada pela presença de um ácido forte.



Supondo que essa reação ocorra com um rendimento de 80%, determinar o número de moléculas de aspirina produzidas, quando se faz reagir 27,6 gramas do ácido salicílico com ácido acético suficiente.

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

#### Resolução:

1º PASSO: Escrever a equação da reação química citada no problema.

O problema já apresentou a equação química da reação em questão.

2º PASSO: Balancear a equação.

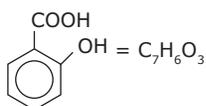
A equação apresentada está balanceada, pois o número de átomos de cada elemento químico e o número de cargas elétricas, em cada membro da equação, é o mesmo.

3º PASSO: Escrever a proporção estequiométrica, em mols.



4º PASSO: Calcular a massa molar do ácido salicílico.

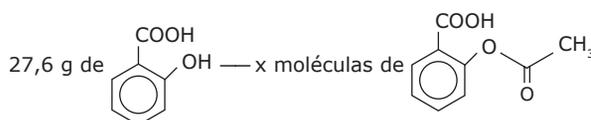
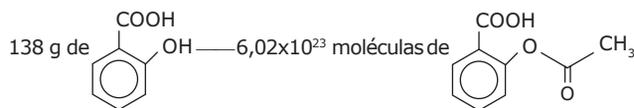
Como o problema envolve a massa de um reagente, é necessário o cálculo da massa molar dessa substância.



$$M(\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3) = 7 \cdot M(\text{C}) + 6 \cdot M(\text{H}) + 3 \cdot M(\text{O})$$

$$M(\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3) = 7 \cdot 12 + 6 \cdot 1 + 3 \cdot 16 = 138 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

5º PASSO: Substituir os dados fornecidos na proporção estequiométrica.



$$x = \frac{27,6 \cdot 6,02 \times 10^{23}}{138}$$

$$x = 1,204 \times 10^{23} \text{ moléculas de AAS}$$

6º PASSO: Calcular a massa de AAS obtida.

Como o rendimento é de 80%, o valor encontrado no 5º PASSO corresponde ao número de moléculas de AAS se o rendimento fosse de 100%, ou seja, se todas as moléculas de ácido salicílico fossem convertidas em AAS. Portanto:

1,204x10<sup>23</sup> moléculas de AAS — 100% de rendimento

x moléculas de AAS — 80% de rendimento

$$x = \frac{80 \cdot 1,204 \times 10^{23}}{100}$$

$$x = 9,632 \times 10^{22} \text{ moléculas de AAS}$$

## EXERCÍCIOS DE FIXAÇÃO

- 01.** (UFPA-MG-2009) O carbonato de sódio, utilizado na fabricação de vidros, é obtido pela reação do carbonato de cálcio com o cloreto de sódio, representada pela equação:



Considerando um rendimento de 100% para cada tonelada de carbonato de cálcio utilizada, a quantidade de carbonato de sódio produzido será

- A) 943 kg.  
B) 1 110 kg.  
C) 1 000 kg.  
D) 1 060 kg.

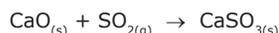
02. (UFJF-MG-2008) O gás etano é o segundo constituinte mais importante do gás natural, sofrendo combustão, de acordo com a seguinte equação:



Assinale a alternativa **CORRETA**.

- A) A completa combustão de 1 mol de etano produz 6 mol de água.  
 B) A completa combustão de 28 L de etano produz 56 L de gás carbônico.  
 C) Não é possível saber qual é o número de moléculas contidas em 22,4 L de gás etano nas CNTP.  
 D) O volume ocupado por 60 g de etano nas CNTP é igual a 448 L.  
 E) De acordo com a equação química, o volume molar ocupado pelo  $\text{CO}_2$  será sempre igual à metade do volume molar ocupado pelo etano numa determinada temperatura e pressão.

03. (FUVEST-SP) Uma instalação petrolífera produz 12,8 kg de  $\text{SO}_2$  por hora. A liberação desse gás poluente pode ser evitada usando-se calcário, o qual, por decomposição, fornece cal, que reage com o  $\text{SO}_2$  formando  $\text{CaSO}_3$ , de acordo com as equações:



Massas molares  $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ :  $\text{CaCO}_3 = 100$ ;  $\text{SO}_2 = 64$ .

Qual a massa mínima de calcário (em kg), por dia, necessária para eliminar todo o  $\text{SO}_2$  formado? Suponha 100% de rendimento para as reações.

- A) 128                      C) 480                      E) 1 200  
 B) 240                      D) 720

04. (UFMG-2010) Considere uma reação hipotética que ocorre em fase gasosa e envolve os reagentes X e Y e o produto Z.

Num experimento, foram misturados, em um recipiente, 5 mol de X com 5 mol de Y. Após 1 minuto, nesse recipiente, havia 4 mol de X, 3 mol de Y e 1 mol de Z, como registrado neste quadro:

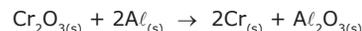
	X	Y	Z
Início	5 mol	5 mol	0
Após 1 min	4 mol	3 mol	1 mol

Suponha que essa reação prossegue até o consumo total do reagente limitante.

Considerando-se a quantidade inicial de X e Y, é **CORRETO** afirmar que a quantidade máxima de Z a ser obtida nessa reação é de

- A) 2,5 mol.                      C) 4 mol.  
 B) 3,5 mol.                      D) 5 mol.

05. (UFLA-MG-2008) Entre as várias finalidades, o metal cromo é empregado na produção de aço inox e na cromação de várias peças metálicas. Um processo de preparação de cromo metálico pode ser expresso pela seguinte equação:



Considerando que o rendimento da reação é de 80%, a massa de cromo produzida a partir de 10 mol de trióxido de dicromo e 600 g de alumínio é

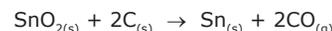
- A) 832,0 g.                      C) 83,2 g.  
 B) 416,0 g.                      D) 462,2 g.

## EXERCÍCIOS PROPOSTOS

01. (UFU-MG) Considere a equação química não balanceada  $\text{N}_2\text{H}_4 + \text{N}_2\text{O}_4 \rightarrow \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$  e assinale a alternativa **INCORRETA**.

- A) O número de mols de água formado por mol de  $\text{N}_2\text{H}_4$  consumido é 2.  
 B) O número de mols de  $\text{N}_2$  que deverão ser produzidos para cada mol de  $\text{N}_2\text{O}_4$  que reage é 3.  
 C) A soma de todos os coeficientes estequiométricos da equação balanceada é 10.  
 D) Considerando como reagente limitante o  $\text{N}_2\text{O}_4$ , 92 gramas deste óxido produzem 28 gramas de  $\text{N}_2$ .

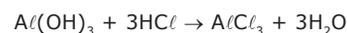
02. (UFES-2009) O Brasil é um dos maiores produtores de estanho do mundo. O estanho pode ser encontrado na forma de cassiterita ( $\text{SnO}_2$ ). A reação para se obter o estanho metálico pode ser representada pela seguinte equação:



Partindo de 5,0 kg de cassiterita, na presença de excesso de  $\text{C}_{(s)}$ , obteve-se 1,8 kg de Sn. O volume de gás obtido, em litros, nas condições normais de temperatura e pressão, é

- A) 123.                      C) 380.                      E) 824.  
 B) 180.                      D) 679.

03. (UFMG) O estômago de um paciente humano, que sofre de úlcera duodenal, pode receber, através de seu suco gástrico, 0,24 mol de  $\text{HCl}$  por dia. Suponha que ele use um antiácido que contenha 26 g de  $\text{Al}(\text{OH})_3$  por 1 000 mL de medicamento. O antiácido neutraliza o ácido clorídrico de acordo com a reação:



O volume apropriado de antiácido que o paciente deve consumir por dia para que a neutralização do ácido clorídrico seja completa é

- A) 960 mL.                      C) 240 mL.                      E) 40 mL.  
 B) 720 mL.                      D) 80 mL.

- 04.** (FMTM-MG) Quando o gás amônia,  $\text{NH}_3$ , interage com a solução aquosa de ácido nítrico,  $\text{HNO}_3$ , forma-se uma solução aquosa de nitrato de amônio,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ , fertilizante de elevado consumo nacional. Admitindo que a transformação seja completa, isto é, seu rendimento seja 100%, para obter 640 g de fertilizante, a massa de amônia que será consumida é, em gramas, igual a
- Dados: massas molares ( $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ ): H = 1, N = 14 e O = 16.

A) 2,1.                      C) 136,0.                      E) 164,8.  
 B) 37,6.                      D) 145,4.

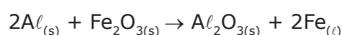
- 05.** (UFV-MG) Ácido clorídrico pode ser adquirido, de forma bem impura, em lojas de material de construção e mesmo em supermercados, sendo vendido sob o nome de ácido muriático. Esse ácido serve, entre outras coisas, para remover restos de massa de cimento em pisos e azulejos. Um dos componentes dessa massa é o carbonato de cálcio ( $\text{CaCO}_3$ ), que reage com ácido clorídrico, de acordo com esta equação não balanceada:



Supondo que num litro de ácido muriático existam 365,0 g de  $\text{HCl}$ , a massa de carbonato de cálcio transformado em  $\text{CaCl}_2$ , com essa quantidade de  $\text{HCl}$ , será

A) 50,05 g.                      C) 555,5 g.                      E) 100,1 g.  
 B) 500,5 g.                      D) 365,0 g.

- 06.** (Unimontes-MG-2007) O alumínio metálico reage com o óxido de ferro,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ , segundo a equação:



Essa reação é altamente exotérmica, chegando a fundir o ferro que é formado e, por isso, ela é utilizada para soldas. Partindo-se de 123 g de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  e supondo a reação completa, a quantidade (g) de ferro líquido formada é, aproximadamente,

A) 172.                      C) 86.  
 B) 43.                      D) 112.

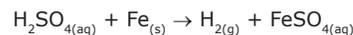
- 07.** (FUVEST-SP) Coletou-se água no rio Tietê, na cidade de São Paulo. Para oxidar completamente toda matéria orgânica contida em 1,00 L dessa amostra, micro-organismos consumiram 48,0 mg de oxigênio ( $\text{O}_2$ ). Admitindo que a matéria orgânica possa ser representada por  $\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5$  e sabendo que sua oxidação completa produz  $\text{CO}_2$  e  $\text{H}_2\text{O}$ , qual a massa da matéria orgânica por litro da água do rio?

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

A) 20,5 mg.                      D) 160 mg.  
 B) 40,5 mg.                      E) 200 mg.  
 C) 80,0 mg.

- 08.** (UNESP-2007) Um grupo de estudantes de geologia coletou uma pedra em uma região rochosa, para a realização de estudos em laboratório. Suspeitando de que se tratava de  $\text{CaCO}_3$  puro, os estudantes inicialmente determinaram a massa da pedra, que era de 15,0 g. A pedra foi então submetida a forte aquecimento até que se transformou totalmente em um pó branco. Supondo que eles tinham razão quanto à composição química e ao teor de pureza da pedra, qual deve ter sido a massa determinada do pó branco que obtiveram?

- 09.** (UEL-PR) O francês Jacques Charles tornou-se conhecido na área de química pelos estudos com gases e pelas experiências com balonismo. Em agosto de 1783, Charles construiu um balão de seda, revestido por uma solução de borracha, sendo esse preenchido com gás hidrogênio. Esse gás foi obtido consumindo 558 kg de ferro puro e ácido sulfúrico em quantidade suficiente para oxidar todo esse metal, conforme a seguinte reação:

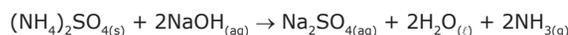


O balão permaneceu no ar cerca de 45 minutos e percorreu 24 km durante esse período. Considerando que a pressão no interior do balão era igual à pressão atmosférica, ou seja, 1 atm; que a temperatura durante o período era de 25 °C e que, nessas condições, o gás hidrogênio comporta-se como um gás ideal, qual foi o volume aproximado do balão, em litros?

Dado: R = 0,0821 atm.L.mol<sup>-1</sup>.K<sup>-1</sup>

A) 2,24x10<sup>2</sup>                      C) 3,70x10<sup>4</sup>                      E) 5,55x10<sup>5</sup>  
 B) 2,80x10<sup>3</sup>                      D) 2,45x10<sup>5</sup>

- 10.** (PUC Minas) O gás amônia ( $\text{NH}_3$ ), substância empregada na fabricação de produtos de limpeza, pode ser obtido através da seguinte reação:



Considere a reação de 1 mol de NaOH com a quantidade estequiométrica de  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ .

Nessa situação, assinale a afirmativa **INCORRETA**.

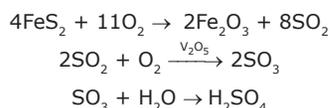
- A) A quantidade de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  produzida é igual a 71 gramas.  
 B) A quantidade consumida de  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$  é igual a 0,5 mol.  
 C) A amônia produzida ocupa 44,8 L medidos nas CNTP.  
 D) A quantidade produzida de moléculas de água é igual a  $6 \times 10^{23}$ .
- 11.** (UFU-MG) O sal de cozinha pode ser produzido pela reação entre o sódio metálico e o cloro gasoso. Supondo que o rendimento da reação seja de 80% e que partamos de 7,60 g de sódio metálico e 7,60 g de cloro gasoso, é **INCORRETO** afirmar que
- A) o cloro gasoso é o reagente limitante.  
 B) o sódio metálico é o reagente limitante.  
 C) o sódio metálico está em excesso.  
 D) a massa do sal obtida será de, aproximadamente, 10,02 g.

12. (UNESP–2006) Um químico deseja preparar hidrazina ( $N_2H_4$ ) através da reação de 3,6 mol de  $NH_3$  com 1,5 mol de  $OC\ell^-$ . A reação química é dada pela equação:



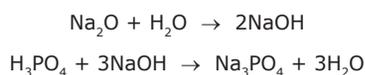
O número de mols de hidrazina obtido é

- A) 1,5.                      D) 3,6.  
B) 1,8.                      E) 5,1.  
C) 2,1.
13. (UFV-MG) Um mol de um gás ideal, mantido a 25 °C e a 1 atm de pressão, ocupa um volume de 25 L. Considere agora um recipiente rígido de 50,00 L contendo uma mistura equimolecular de hidrogênio ( $H_2$ ) e oxigênio ( $O_2$ ), mantida a 25 °C e a 1,00 atm de pressão, e que apresenta comportamento ideal. Por meio de uma vela de ignição, uma faísca elétrica detona a mistura, resultando na formação de água.
- Das afirmativas a seguir, referentes ao experimento descrito, assinale a **CORRETA**.
- A) Ao final da reação, existirá apenas água no recipiente.  
B) Ao final da reação, sobrarão 32 g de oxigênio.  
C) A massa total contida no sistema, após a reação, será maior que a massa inicial.  
D) Na reação, o hidrogênio foi reduzido.  
E) Haverá a formação de 18 g de água.
14. (UFF-RJ) Garimpeiros inexperientes, quando encontram pirita, pensam estar diante de ouro, por isso, a pirita é chamada "ouro dos tolos". Entretanto, a pirita não é um mineral sem aplicação. O  $H_2SO_4$ , ácido muito utilizado nos laboratórios de química, pode ser obtido a partir da pirita por meio do processo:



Qual é a alternativa que indica a massa de  $H_2SO_4$  obtida a partir de 60,0 kg de pirita, com 100% de pureza, por meio do processo equacionado anteriormente?

- A) 9,8 kg                      C) 49,0 kg                      E) 98,0 kg  
B) 12,4 kg                      D) 60,0 kg
15. (UnB-DF) Na sequência de reações:

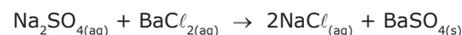


Se partirmos de 10 mol de  $Na_2O$ , obteremos

- A) 10 mol de  $H_2O$ .  
B) 20 mol de  $H_2O$ .  
C) 40/3 mol de  $Na_3PO_4$ .  
D) 15 mol de  $Na_3PO_4$ .  
E) 20 mol de  $Na_3PO_4$ .

16. (UFMG–2009) Uma amostra de sulfato de sódio,  $Na_2SO_4$ , impura, com massa de 2,53 g, é dissolvida em água. A solução resultante é, então, tratada com cloreto de bário,  $BaC\ell_2$ , em excesso. Nessa reação, obtêm-se 2,33 g de sulfato de bário,  $BaSO_4$ .

Durante o processo, ocorre a reação química representada nesta equação:



As massas molares das substâncias envolvidas no processo estão representadas neste quadro:

Substância	Massa molar / (g/mol)
$Na_2SO_4$	142,0
$BaC\ell_2$	208,0
$NaC\ell$	58,5
$BaSO_4$	233,0

Suponha que a reação ocorre com 100% de rendimento.

Considerando-se essas informações, é **CORRETO** afirmar que a massa da impureza presente na amostra de sulfato de sódio é de

- A) 0,99 g.  
B) 1,11 g.  
C) 1,42 g.  
D) 1,54 g.

## SEÇÃO ENEM

01. (Enem–2009) O pó de café jogado no lixo caseiro e, principalmente, as grandes quantidades descartadas em bares e restaurantes poderão se transformar em uma nova opção de matéria-prima para a produção de biodiesel, segundo estudo da Universidade de Nevada (EUA). No mundo, são cerca de 8 bilhões de quilogramas de pó de café jogados no lixo por ano. O estudo mostra que o café descartado tem 15% de óleo, o qual pode ser convertido em biodiesel pelo processo tradicional. Além de reduzir significativamente emissões prejudiciais, após a extração do óleo, o pó de café é ideal como produto fertilizante para jardim.

Revista Ciência e Tecnologia no Brasil, n. 155, jan. 2009.

Considere o processo descrito e a densidade do biodiesel igual a 900 kg/m<sup>3</sup>. A partir da quantidade de pó de café jogada no lixo por ano, a produção de biodiesel seria equivalente a

- A) 1,08 bilhões de litros.  
B) 1,20 bilhões de litros.  
C) 1,33 bilhões de litros.  
D) 8,00 bilhões de litros.  
E) 8,80 bilhões de litros.

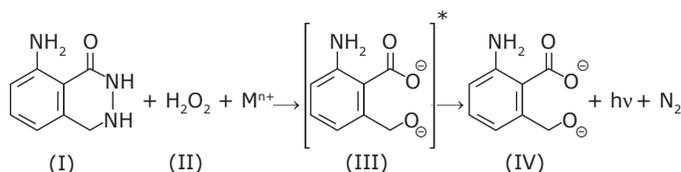


**Instrução:** Texto para a questão 07

Na investigação forense, utiliza-se luminol, uma substância que reage com o ferro presente na hemoglobina do sangue, produzindo luz que permite visualizar locais contaminados com pequenas quantidades de sangue, mesmo em superfícies lavadas.

É proposto que, na reação do luminol (I) em meio alcalino, na presença de peróxido de hidrogênio (II) e de um metal de transição ( $M^{n+}$ ), forma-se o composto 3-amino ftalato (III) que sofre uma relaxação dando origem ao produto final da reação (IV), com liberação de energia ( $h\nu$ ) e de gás nitrogênio ( $N_2$ ).

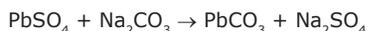
QUÍMICA NOVA, 25, nº 6, 2002. p. 1 003-1 011.



Dados: pesos moleculares: Luminol = 177  
3-amino ftalato = 164

07. (Enem–2005) Na análise de uma amostra biológica para análise forense, utilizou-se 54 g de luminol e peróxido de hidrogênio em excesso, obtendo-se um rendimento final de 70%. Sendo assim, a quantidade do produto final (IV) formada na reação foi de
- A) 123,9.                      C) 86,0.                      E) 16,2.  
B) 114,8.                      D) 35,0.

08. (Enem–2010) A composição média de uma bateria automotiva esgotada é de aproximadamente 32% Pb, 3% PbO, 17% PbO<sub>2</sub> e 36% PbSO<sub>4</sub>. A média de massa da pasta residual de uma bateria usada é de 6 kg, onde 19% é PbO<sub>2</sub>, 60% PbSO<sub>4</sub> e 21% Pb. Entre todos os compostos de chumbo presentes na pasta, o que mais preocupa é o sulfato de chumbo (II), pois nos processos pirometalúrgicos, em que os compostos de chumbo (placas das baterias) são fundidos, há a conversão de sulfato em dióxido de enxofre, gás muito poluente.
- Para reduzir o problema das emissões de SO<sub>2(g)</sub>, a indústria pode utilizar uma planta mista, ou seja, utilizar o processo hidrometalúrgico, para a dessulfuração antes da fusão do composto de chumbo. Nesse caso, a redução de sulfato presente no PbSO<sub>4</sub> é feita via lixiviação com solução de carbonato de sódio (Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>) 1M a 45 °C, em que se obtém o carbonato de chumbo (II) com rendimento de 91%. Após esse processo, o material segue para a fundição para obter o chumbo metálico.



Dados: Massas Molares em g/mol: Pb = 207; Na = 23;  
O = 16; C = 12

ARAÚJO, R. V. V.; TINDADE, R. B. E.; SOARES, P. S. M. *Reciclagem de chumbo de bateria automotiva: estudo de caso*. Disponível em: <http://www.iqsc.usp.br>. Acesso em: 17 abr. 2010 (Adaptação).

Segundo as condições do processo apresentado para a obtenção de carbonato de chumbo (II) por meio da lixiviação por carbonato de sódio e considerando uma massa de pasta residual de uma bateria de 6 kg, qual a quantidade aproximada, em quilogramas, de PbCO<sub>3</sub> obtida?

- A) 1,7 kg  
B) 1,9 kg  
C) 2,9 kg  
D) 3,3 kg  
E) 3,6 kg

09. (Enem–2010) Fator de emissão (*carbon footprint*) é um termo utilizado para expressar a quantidade de gases que contribuem para o aquecimento global, emitidos por uma fonte ou processo industrial específico. Pode-se pensar na quantidade de gases emitidos por uma indústria, uma cidade ou mesmo por uma pessoa. Para o gás CO<sub>2</sub>, a relação pode ser escrita:

$$\text{Fator de emissão de CO}_2 = \frac{\text{Massa de CO}_2 \text{ emitida}}{\text{Quantidade de material}}$$

O termo “quantidade de material” pode ser, por exemplo, a massa de material produzido em uma indústria ou a quantidade de gasolina consumida por um carro em um determinado período.

No caso da produção do cimento, o primeiro passo é a obtenção do óxido de cálcio, a partir do aquecimento de calcário a altas temperaturas, de acordo com a reação:



Uma vez processada essa reação, outros compostos inorgânicos são adicionados ao óxido de cálcio, tendo o cimento formado 62% de CaO em sua composição.

Dados: Massas molares em g/mol:

- CO<sub>2</sub> = 44;  
CaCO<sub>3</sub> = 100;  
CaO = 56.

TREPTOW, R. S. *Journal of Chemical Education*. v. 87 nº 2, fev. 20140 (Adaptação).

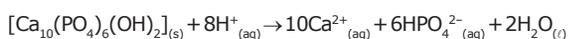
Considerando as informações apresentadas no texto, qual é, aproximadamente, o fator de emissão de CO<sub>2</sub> quando 1 tonelada de cimento for produzida, levando-se em consideração apenas a etapa de obtenção do óxido de cálcio?

- A) 4,9x10<sup>-4</sup>  
B) 7,9x10<sup>-4</sup>  
C) 3,8x10<sup>-1</sup>  
D) 4,9x10<sup>-1</sup>  
E) 7,9x10<sup>-1</sup>

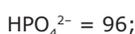
10. (Enem-2010) O fluor é usado de forma ampla na prevenção de cáries. Por reagir com a hidroxiapatita  $[\text{Ca}_{10}(\text{PO}_4)_6(\text{OH})_2]$  presente nos esmaltes dos dentes, o flúor forma a fluorapatita  $[\text{Ca}_{10}(\text{PO}_4)_6\text{F}_2]$ , um mineral mais resistente ao ataque ácido decorrente de bactérias específicas presentes nos açúcares das placas que aderem aos dentes.

Disponível em: <<http://www.odontologia.com.br>.  
Acesso em: 27 jul. 2010 (Adaptação).

A reação de dissolução da hidroxiapatita é:



Dados: Massas molares em g/mol:



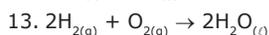
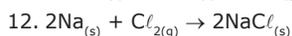
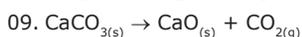
Supondo-se que o esmalte dentário seja constituído exclusivamente por hidroxiapatita, o ataque ácido que dissolve completamente 1 mg desse material ocasiona a formação de, aproximadamente,

- A) 0,14 mg de íons totais.  
B) 0,40 mg de íons totais.  
C) 0,58 mg de íons totais.  
D) 0,97 mg de íons totais.  
E) 1,01 mg de íons totais.

#### Instrução:

As equações a seguir não são fornecidas em seus respectivos exercícios. Caso você necessite, utilize-as. Contudo, recomendamos que você, inicialmente, tente construí-las com base nas informações contidas nos enunciados e apenas as consulte em caso de dúvidas.

#### Exercícios Propostos:



#### Seção Enem:

01. 1 mol de óleo + 1 mol de álcool A →  
1 mol de biodiesel + 1 mol de álcool B  
03.  $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{C} \rightarrow 2\text{Fe} + 3\text{CO}$   
 $\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2$

## GABARITO

### Fixação

01. D  
02. B  
03. C  
04. A  
05. A

### Propostos

01. D  
02. D  
03. C  
04. C  
05. B  
06. C  
07. B  
08. 8,4 g de CaO  
09. D  
10. C  
11. B  
12. A  
13. E  
14. E  
15. A  
16. B

### Seção Enem

01. C  
02. B  
03. C  
04. B  
05. A  
06. D  
07. D  
08. C  
09. D  
10. D

# QUÍMICA

## Introdução à Química Orgânica

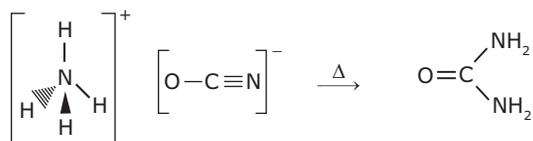
MÓDULO  
04

FRENTE  
D

### HISTÓRICO

No início do século XIX, Berzelius definiu a Química Orgânica como a química dos compostos dos seres vivos, pois, de acordo com ele, somente os seres vivos possuíam a força vital responsável pela produção de substâncias orgânicas.

O Princípio da Força Vital começa a ser derrubado quando Wöhler, em 1822, sintetizou pela primeira vez um composto orgânico, a ureia, a partir do aquecimento do cianato de amônio, que é um composto inorgânico, conforme a equação a seguir:



cianato de amônio  
(inorgânico)

ureia  
(orgânico)

A Química Orgânica, então, devia ser redefinida. Estudos de Lavoisier verificaram que todo composto orgânico era formado pelo elemento carbono. Então, a Química Orgânica, hoje, é definida como a química dos compostos do elemento carbono.

Algumas substâncias, apesar de possuírem carbono, não são orgânicas, são as substâncias de transição.

Exemplos: C<sub>grafite</sub>, C<sub>diamante</sub>, cianetos, cianatos, carbonatos, bicarbonatos, etc.

Dessa forma toda substância orgânica possui átomos de carbono, mas nem toda substância que possui átomos de carbono é orgânica.

### CARACTERÍSTICAS DO ELEMENTO CARBONO

#### O carbono é tetravalente

Os átomos de carbono apresentam quatro elétrons de valência e, assim, de acordo com o Modelo do Octeto, o carbono deve formar quatro ligações covalentes para alcançar configuração eletrônica de gás nobre. As quatro valências desse átomo são idênticas entre si.

#### O carbono forma ligações múltiplas

O carbono pode compartilhar um par de elétrons (ligação simples), dois pares de elétrons (ligação dupla) ou até três pares de elétrons (ligação tripla) com outro átomo.

<b>Ligação dupla entre dois átomos de carbono</b>		
<b>Ligação dupla entre um carbono e um oxigênio</b>		
<b>Ligação tripla entre um carbono e um nitrogênio</b>		

#### O carbono forma cadeias

O átomo de carbono possui uma capacidade extraordinária de se ligar a outros átomos, formando cadeias carbônicas muito estáveis.

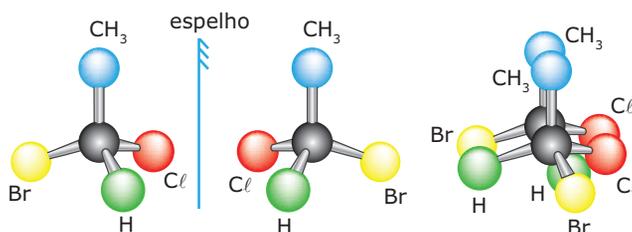
#### O carbono liga-se a diversas classes de elementos químicos

O carbono é dotado da capacidade de se ligar a elementos eletropositivos, como o hidrogênio, e a elementos eletronegativos, como o oxigênio.

Essas características explicam o motivo de o carbono ser capaz de formar um enorme número de compostos.

#### Carbono assimétrico

Quando um átomo de carbono está ligado a quatro grupos distintos, nós o chamamos de carbono assimétrico (antigamente denominado carbono quiral).

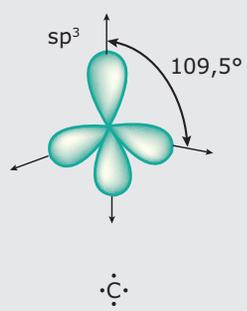
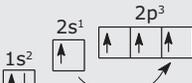
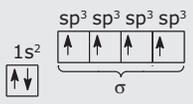
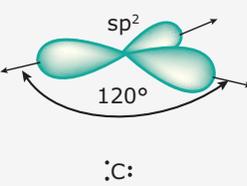
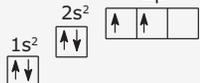
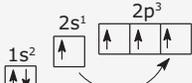
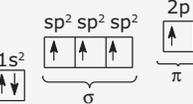
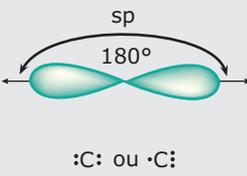
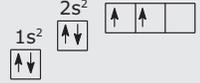
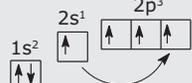
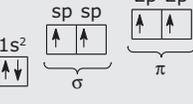


Carbono assimétrico

# CLASSIFICAÇÕES DO ÁTOMO DE CARBONO

## Quanto ao tipo de hibridização

As ligações entre os átomos de carbono podem ser simples – ligações sigma ( $\sigma$ ) – duplas – 1 ligação sigma ( $\sigma$ ) e 1 ligação pi ( $\pi$ ) – ou triplas – 1 ligação sigma ( $\sigma$ ) e 2 ligações pi ( $\pi$ ). Os átomos de carbono unidos por ligação simples sofrem hibridização  $sp^3$ , por uma dupla ligação sofrem hibridização  $sp^2$  e por tripla ligação ou duas duplas ligações sofrem hibridização  $sp$ . Veja as tabelas a seguir:

Hibridização	Estado fundamental	Promoção do elétron	Hibridização
 <p><math>sp^3</math> 109,5° ·C·</p>	 <p>1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>2</sup></p>	 <p>1s<sup>2</sup> 2s<sup>1</sup> 2p<sup>3</sup></p>	 <p>1s<sup>2</sup> <math>sp^3</math> <math>sp^3</math> <math>sp^3</math> <math>sp^3</math> <math>\sigma</math></p>
 <p><math>sp^2</math> 120° :C:</p>	 <p>1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>2</sup></p>	 <p>1s<sup>2</sup> 2s<sup>1</sup> 2p<sup>3</sup></p>	 <p>1s<sup>2</sup> <math>sp^2</math> <math>sp^2</math> <math>sp^2</math> 2p <math>\sigma</math> <math>\pi</math></p>
 <p><math>sp</math> 180° :C: ou ·C:</p>	 <p>1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>2</sup></p>	 <p>1s<sup>2</sup> 2s<sup>1</sup> 2p<sup>3</sup></p>	 <p>1s<sup>2</sup> <math>sp</math> <math>sp</math> 2p 2p <math>\sigma</math> <math>\pi</math></p>

Hibridização	Ocorrência	Geometria molecular	Ângulo entre as ligações
$sp^3$		tetraédrica	109°,28' ou 109,5°
$sp^2$		trigonal plana	120°
$sp$	$=C=$ ou $-C\equiv$	linear	180°

## Quanto ao número de carbonos ligantes

Em uma cadeia carbônica, um átomo de carbono pode ser classificado como:

- **Primário** – quando está ligado a, no máximo, um carbono.
- **Secundário** – quando está ligado a dois carbonos.
- **Terciário** – quando está ligado a três carbonos.
- **Quaternário** – quando está ligado a quatro carbonos.

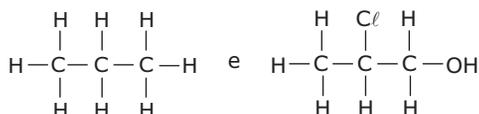
## FÓRMULAS QUÍMICAS DOS COMPOSTOS ORGÂNICOS

**Fórmula molecular** – É a fórmula que indica apenas os elementos que formam os compostos orgânicos, bem como o número de átomos de cada elemento existente em uma molécula.

**Exemplos:**  $C_6H_6$ ,  $C_{12}H_{22}O_{11}$  e  $CH_3Cl$

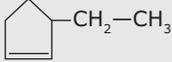
**Fórmula estrutural plana** – Essa fórmula mostra a distribuição plana dos átomos que formam a molécula.

**Exemplos:**



## CADEIAS CARBÔNICAS

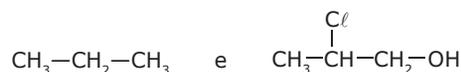
Os átomos de carbono podem formar diferentes tipos de cadeias, que podem ser classificadas basicamente em:

Cadeia	Características	Exemplo
Aberta, acíclica ou alifática	Os átomos de carbono não formam um ciclo.	$CH_3-CH_2-CH_3$
Fechada ou cíclica	Os átomos de carbono formam um ciclo.	
Cadeia mista	É uma cadeia formada por uma parte aberta e outra fechada. Observação: a parte aberta da cadeia deve conter carbonos.	
Saturada	Não apresenta dupla ou tripla ligação entre dois átomos de carbono.	$CH_3-CH_2-CH_3$
Insaturada	Apresenta pelo menos uma ligação dupla e / ou tripla entre dois átomos de carbono.	$CH_3-CH_2-CH=CH_2$

### OBSERVAÇÃO

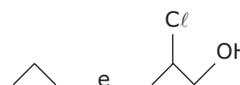
- Essa fórmula pode também ser escrita ocultando-se as ligações entre os átomos de carbono e de hidrogênio.

**Exemplos:**



**Fórmula estrutural espacial do tipo "traço"** – Essa fórmula mostra a distribuição espacial dos átomos que formam a molécula, exceto os átomos de hidrogênio da cadeia carbônica ligados aos carbonos, pois os mesmos são ocultados.

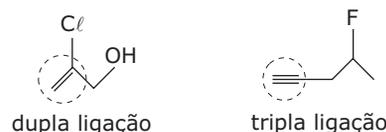
**Exemplos:**

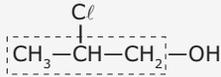
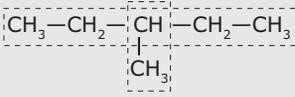
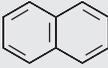
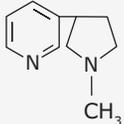


### OBSERVAÇÕES

1. Nesse tipo de representação, cada extremidade de um traço corresponde a um átomo de carbono.
2. Para se determinar o número de hidrogênios ligados a cada carbono, é só verificar quantas ligações cada um desses átomos está fazendo e subtrair de quatro unidades (o carbono é tetravalente).
3. Uma ligação insaturada, dupla ou tripla, é representada por dois e três traços, respectivamente, entre os carbonos.

**Exemplos:**



Cadeia	Características	Exemplo
Homogênea	Entre dois átomos de carbono, só há a presença de carbono (para cadeias fechadas, podemos denominá-la homocíclica).	$\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_3$
Heterogênea	Entre dois átomos de carbono, há a presença de um átomo diferente de carbono, heteroátomo (para cadeias fechadas, podemos denominá-la heterocíclica). Heteroátomos mais frequentes: O, N, S e P.	$\text{CH}_3\text{—O—CH=CH}_2$
Normal ou não ramificada	Todos os carbonos estão dispostos num único eixo. Nesse tipo de cadeia, existem apenas carbonos primários e secundários.	
Ramificada	Existe mais de um eixo contendo carbonos. São cadeias em que há pelo menos 1 átomo de carbono terciário ou quaternário. Observação: toda cadeia mista é ramificada.	
Aromática	Cadeia fechada em que se verifica a presença de ressonância (deslocalização de pares de elétrons $\pi$ ). As cadeias aromáticas a serem estudadas por nós são as cadeias benzênicas (ciclo com seis átomos de carbono com alternância de simples e de duplas ligações entre carbonos) e suas cadeias derivadas.	
Alicíclica	Cadeia fechada não aromática.	
Monocíclica ou mononucleada	Cadeia fechada que apresenta apenas um ciclo.	
Policíclica condensada ou polinucleada condensada	Cadeia fechada que apresenta mais de um ciclo, em que há átomos de carbono comuns.	
Policíclica não condensada ou polinucleada não condensada	Cadeia fechada que apresenta mais de um ciclo e que não possui átomos de carbono comuns.	

## Resumo



## EXERCÍCIOS DE FIXAÇÃO

**01.** (FCMMG) São substâncias orgânicas

- A) "algumas" substâncias conhecidas que não têm carbono.
- B) "todas" as substâncias conhecidas que contêm carbono.
- C) "quase todas" as substâncias conhecidas que contêm carbono.
- D) "todas" as substâncias usadas na alimentação.
- E) "todas" as substâncias contidas no organismo humano.

**02.** (UFU-MG) Leia o texto a seguir:

Os átomos de carbono se ligam entre si, gerando milhões de compostos. Estas cadeias carbônicas, ramificadas ou não, podem se ligar com uma variedade de outros átomos, tais como: hidrogênio, flúor, cloro, bromo, iodo, oxigênio, nitrogênio, enxofre, fósforo e muitos outros. Cada ordenamento atômico diferente corresponde a um composto distinto com propriedades físicas e químicas diferentes.

Em relação às características gerais dos compostos orgânicos, assinale a alternativa **CORRETA**.

- A) São facilmente ionizáveis.
- B) São sempre solúveis em água.
- C) São moleculares.
- D) São altamente resistentes ao aquecimento (sem decomposição).

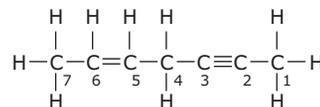
**03.** (UFES) O lanosterol é um intermediário na biossíntese do colesterol, um importante precursor de hormônios humanos e constituinte vital de membranas celulares.



Os números de carbonos terciários e quaternários com hibridização  $sp^3$  e o número de elétrons  $n$  existentes na molécula do lanosterol são, respectivamente,

- A) 2, 4 e 2.
- B) 2, 4 e 4.
- C) 3, 3 e 2.
- D) 3, 4 e 2.
- E) 3, 4 e 4

**04.** (UFV-MG-2008) No hidrocarboneto de fórmula estrutural representada a seguir, os átomos de carbono estão numerados de 1 a 7.



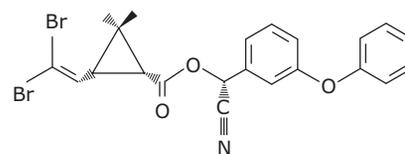
Sobre esse hidrocarboneto, são feitas as seguintes afirmativas:

- I. O total de ligações  $\pi$  ( $\pi$ ) na estrutura é igual a 3.
- II. O átomo de carbono 2 forma 3 ligações  $\pi$  ( $\pi$ ) e 1 ligação  $\sigma$  ( $\sigma$ ).
- III. O átomo de carbono 5 forma 3 ligações  $\sigma$  ( $\sigma$ ) e 1 ligação  $\pi$  ( $\pi$ ).
- IV. O átomo de carbono 1 forma 4 ligações  $\sigma$  ( $\sigma$ ).

São **CORRETAS** apenas as afirmativas

- A) I, III e IV.
- B) II e IV.
- C) I e II.
- D) I, II e IV.

**05.** (UFV-MG) Muitos inseticidas utilizados na agricultura e no ambiente doméstico pertencem à classe de compostos denominados piretroides. Entre os muitos piretroides disponíveis comercialmente, encontra-se a deltametrina, cujo isômero mais potente tem sua fórmula estrutural representada a seguir:



Com relação à fórmula apresentada anteriormente, assinale a afirmativa **INCORRETA**.

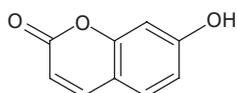
- A) O composto possui sete carbonos quaternários.
- B) Existe um carbono quaternário.
- C) O composto apresenta dez ligações  $\pi$ .
- D) O composto possui três carbonos assimétricos.
- E) O composto possui quinze carbonos com hibridização  $sp^2$  e um carbono  $sp$ .



Em relação à estrutura desse composto, é **CORRETO** afirmar que possui

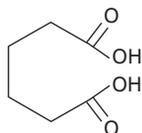
- fórmula molecular  $C_9H_{12}$ .
- dois carbonos assimétricos.
- três ligações pi e vinte sigma.
- cadeia carbônica linear e saturada.
- três carbonos híbridos  $sp^3$  e seis  $sp^2$ .

- 10.** (FCMMG) A umbeliferona é obtida da destilação de resinas vegetais (*umbelliferae*) e é usada em cremes e loções de bronzear. Classifica-se sua cadeia como



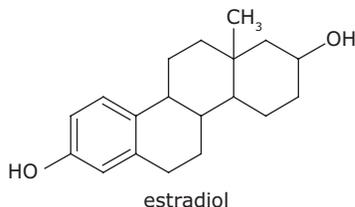
- cíclica, alicíclica, normal, insaturada.
- cíclica, aromática, mononuclear.
- cíclica, aromática, polinuclear de núcleos condensados.
- cíclica, alicíclica, ramificada, insaturada.
- acíclica, aromática, polinuclear de núcleos isolados.

- 11.** (PUC RS) O ácido adípico, de fórmula  $C_6H_{10}O_4$  empregado na fabricação do náilon, apresenta cadeia carbônica



- saturada, aberta, homogênea e normal.
- saturada, aberta, heterogênea e normal.
- insaturada, aberta, homogênea e normal.
- insaturada, fechada, homogênea e aromática.
- insaturada, fechada, homogênea e alicíclica.

- 12.** (UFU-MG) O estradiol, um hormônio esteroide de fundamental importância no desenvolvimento dos caracteres sexuais femininos e na própria fisiologia da reprodução, possui a seguinte fórmula estrutural.

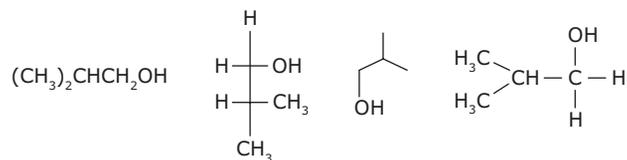


Com referência a esse composto, pode-se afirmar que ele

- não possui átomos de carbono com geometria tetraédrica.
- possui fórmula molecular  $C_{17}H_{22}O_2$ .
- não apresenta interações do tipo ligação de hidrogênio.
- possui 6 átomos de carbono com hibridização  $sp^2$ .

- 13.** (UFMG-2010) A estrutura dos compostos orgânicos pode ser representada de diferentes modos.

Analise estas quatro fórmulas estruturais:



A partir dessa análise, é **CORRETO** afirmar que o número de compostos diferentes representados nesse conjunto é

- 1.
- 2.
- 3.
- 4.

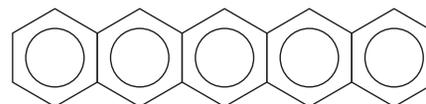
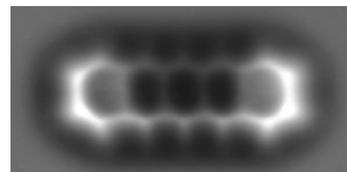
**Instrução:** Leia o texto a seguir para responder a questão do exercício **14**.

#### Cientistas "fotografam" molécula individual

Os átomos que formam uma molécula foram visualizados de forma mais nítida pela primeira vez, por meio de um microscópio de força atômica. A observação, feita por cientistas em Zurique (Suíça) e divulgada na revista Science, representa um marco no que se refere aos campos de eletrônica molecular e nanotecnologia, além de um avanço no desenvolvimento e melhoria da tecnologia de dispositivos eletrônicos. De acordo com o jornal espanhol El País, a molécula de pentaceno pode ser usada em novos semicondutores orgânicos.

FOLHA ONLINE, 28 ago. 2009.

- 14.** (Mackenzie-SP-2010) Primeiro, foto da molécula de pentaceno e, a seguir, representação da sua fórmula estrutural.



A respeito do pentaceno, são feitas as afirmações I, II, III e IV.

- É uma molécula que apresenta cadeia carbônica aromática polinuclear.
- A sua fórmula molecular é  $C_{22}H_{14}$ .
- O pentaceno poderá ser utilizado na indústria eletrônica.
- Os átomos de carbono na estrutura possuem hibridização  $sp^3$ .

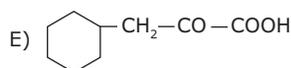
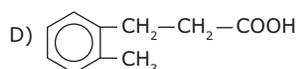
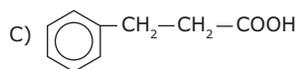
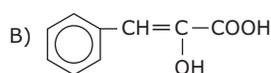
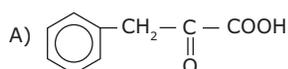
Estão **CORRETAS**

- I, II, III e IV.
- II, III e IV, apenas.
- I, II e III, apenas.
- I, III e IV, apenas.
- I, II e IV, apenas.

## SEÇÃO ENEM

**01.** A fenilcetonúria é uma doença que, se não for identificada a tempo, pode causar retardamento mental. Vários testes podem ser utilizados para diagnosticar a doença. Entre eles, podemos citar o “teste do pezinho” e o teste da fralda molhada de urina. Neste último teste, adicionamos algumas gotas de solução diluída de cloreto férrico ( $\text{FeCl}_3$ ) na fralda e, dependendo da coloração obtida, identifica-se a presença do ácido fenilpirúvico, responsável pelo desenvolvimento dessa doença. O ácido fenilpirúvico é uma substância de cadeia mista, aromática, com um carbono terciário e oito carbonos trigonais planos.

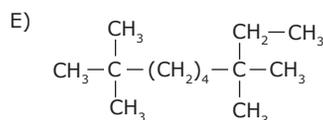
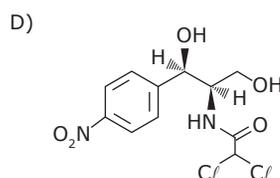
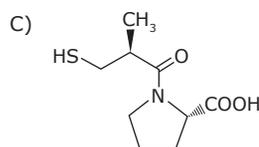
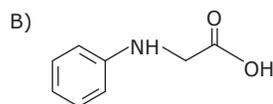
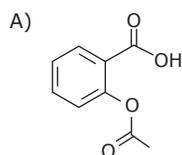
De acordo com as considerações do texto, a molécula apresentada correspondente ao ácido fenilpirúvico é



**02.** [...] o cloranfenicol é um fármaco que merece destaque, por ter sido o primeiro antibiótico ativo de via oral e o primeiro fármaco com centros assimétricos a ser produzido por rota sintética, em 1947 [...] É interessante ressaltar que o cloranfenicol é uma substância aromática que possui dois centros quirais [...] Atualmente seu uso é restrito ao tratamento do tifo e em infecções crônicas em que outros antibióticos se mostram insensíveis devido à sua toxicidade sobre a medula óssea e por causar discrasias sanguíneas.

REVISTA QUÍMICA NOVA NA ESCOLA, nº 3,  
maio 2001 (Adaptação).

A estrutura que pode representar o cloranfenicol é



## GABARITO

### Fixação

01. C    02. C    03. E    04. A    05. A

### Propostos

01. E                      08. E  
02. C                      09. E  
03. C                      10. C  
04. C                      11. A  
05. A                      12. D  
06. C                      13. A  
07. B                      14. C

### Seção Enem

01. A  
02. D

# TABELA PERIÓDICA DOS ELEMENTOS QUÍMICOS

Elementos representativos																		Elementos de transição externa										Elementos representativos																																			
<p><b>Legenda</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li><span style="background-color: #e0e0e0; border: 1px solid black; display: inline-block; width: 10px; height: 10px;"></span> Hidrogênio</li> <li><span style="background-color: #ffff00; border: 1px solid black; display: inline-block; width: 10px; height: 10px;"></span> Não metais</li> <li><span style="background-color: #e0e0e0; border: 1px solid black; display: inline-block; width: 10px; height: 10px;"></span> Gases nobres</li> <li><span style="background-color: #e0e0e0; border: 1px solid black; display: inline-block; width: 10px; height: 10px;"></span> Metais</li> <li><span style="background-color: #c0c0c0; border: 1px solid black; display: inline-block; width: 10px; height: 10px;"></span> Lantanídeos</li> <li><span style="background-color: #808080; border: 1px solid black; display: inline-block; width: 10px; height: 10px;"></span> Actinídeos</li> <li><span style="font-size: 1.2em;">A</span> Líquidos</li> <li><span style="font-size: 1.2em;">A</span> Gasosos naturais</li> <li><span style="font-size: 1.2em;">A</span> Gasosos artificiais</li> <li><span style="font-size: 1.2em;">A</span> Sólidos naturais</li> <li><span style="font-size: 1.2em;">A</span> Sólidos artificiais</li> </ul>																		<p><b>Elementos de transição interna</b></p> <table border="1" style="width: 100%; text-align: center;"> <tr> <td>140,1 Ce Cério</td> <td>140,9 Pr Praseodímio</td> <td>144,2 Nd Neodímio</td> <td>[145] Pm Promécio</td> <td>150,4 Sm Samário</td> <td>152,0 Eu Európio</td> <td>157,3 Gd Gadolínio</td> <td>158,9 Tb Térbio</td> <td>162,5 Dy Disprósio</td> <td>164,9 Ho Hólmio</td> <td>167,3 Er Érbio</td> <td>168,9 Tm Túlio</td> <td>173,0 Yb Íterbio</td> <td>175,0 Lu Lutécio</td> </tr> <tr> <td>232,0 Th Tório</td> <td>231,0 Pa Protactínio</td> <td>238,0 U Urânio</td> <td>[237] Np Netúnio</td> <td>[244] Pu Plutônio</td> <td>[243] Am Americio</td> <td>[247] Cm Cúrio</td> <td>[247] Bk Berkélio</td> <td>[251] Cf Califórnio</td> <td>[252] Es Einsteinio</td> <td>[257] Fm Férmio</td> <td>[258] Md Mendelevio</td> <td>[259] No Nobelio</td> <td>[262] Lr Laurêncio</td> </tr> </table>																		140,1 Ce Cério	140,9 Pr Praseodímio	144,2 Nd Neodímio	[145] Pm Promécio	150,4 Sm Samário	152,0 Eu Európio	157,3 Gd Gadolínio	158,9 Tb Térbio	162,5 Dy Disprósio	164,9 Ho Hólmio	167,3 Er Érbio	168,9 Tm Túlio	173,0 Yb Íterbio	175,0 Lu Lutécio	232,0 Th Tório	231,0 Pa Protactínio	238,0 U Urânio	[237] Np Netúnio	[244] Pu Plutônio	[243] Am Americio	[247] Cm Cúrio	[247] Bk Berkélio	[251] Cf Califórnio	[252] Es Einsteinio	[257] Fm Férmio	[258] Md Mendelevio	[259] No Nobelio	[262] Lr Laurêncio
140,1 Ce Cério	140,9 Pr Praseodímio	144,2 Nd Neodímio	[145] Pm Promécio	150,4 Sm Samário	152,0 Eu Európio	157,3 Gd Gadolínio	158,9 Tb Térbio	162,5 Dy Disprósio	164,9 Ho Hólmio	167,3 Er Érbio	168,9 Tm Túlio	173,0 Yb Íterbio	175,0 Lu Lutécio																																																		
232,0 Th Tório	231,0 Pa Protactínio	238,0 U Urânio	[237] Np Netúnio	[244] Pu Plutônio	[243] Am Americio	[247] Cm Cúrio	[247] Bk Berkélio	[251] Cf Califórnio	[252] Es Einsteinio	[257] Fm Férmio	[258] Md Mendelevio	[259] No Nobelio	[262] Lr Laurêncio																																																		
<p><b>DISTRIBUIÇÃO ELETRÔNICA</b> (energia cresce)</p> <p>nível (ou camada) K L M N O P Q</p> <p>n° de elétrons permitidos 2 8 18 32 32 18 2</p>																																																															

Tabela Periódica da IUPAC. Disponível em: <www.iupac.org/reports/periodic\_table>. Acesso em: 22 jun. 2007 (Adaptação).

## PROPRIEDADES GERAIS DAS SUBSTÂNCIAS

	Iônica	Molecular	Covalente	Metálica
<b>Unidades</b>	cátions e ânions	moléculas	átomos	cátions metálicos
<b>Exemplos</b>	NaCl, MgO, CaCO <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> O, I <sub>2</sub> , CO <sub>2</sub>	diamante, quartzo, grafita	Na, Mg, Fe
<b>Forças de coesão entre as unidades</b>	atração eletrostática (ligação iônica)	interações intermoleculares	ligações covalentes	atração eletrostática entre os cátions metálicos e o mar de elétrons livres (ligação metálica)
<b>Dureza</b>	duras, porém quebradiças	macias	muito duras (exceto a grafita)	de macias a duras, maleáveis
<b>Ponto de Fusão</b>	alto	baixo	muito alto	de baixo a alto
<b>Condutividade elétrica</b>	alta quando fundidas ou em soluções aquosas	quase nula	quase nula (exceto a grafita)	alta
<b>Solubilidade em água dos compostos sólidos</b>	em geral, são solúveis	moléculas polares geralmente são solúveis	insolúveis	insolúveis

## SOLUBILIDADE DOS SAIS EM ÁGUA

Substância	Regra geral	Exceção
Nitratos ⇒ NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	Solúveis	
Acetatos ⇒ CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>	Solúveis	Ag <sup>+</sup> (*)
Cloreto ⇒ Cl <sup>-</sup> Brometos ⇒ Br <sup>-</sup> Iodetos ⇒ I <sup>-</sup>	Solúveis	Ag <sup>+</sup> , Hg <sub>2</sub> <sup>2+</sup> e Pb <sup>2+</sup>
Fluoretos ⇒ F <sup>-</sup>	Insolúveis	Ag <sup>+</sup> , NH <sub>4</sub> <sup>+</sup> e alcalinos
Hidróxidos ⇒ OH <sup>-</sup>	Insolúveis	Alcalinos, NH <sub>4</sub> <sup>+</sup> , Ca <sup>2+</sup> (*), Sr <sup>2+</sup> (*) e Ba <sup>2+</sup> (*)
Sulfetos ⇒ S <sup>2-</sup>	Insolúveis	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup> , alcalinos e alcalinoterrosos(*)
Sulfatos ⇒ SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	Solúveis	Ca <sup>2+</sup> (*), Sr <sup>2+</sup> (*), Ba <sup>2+</sup> (*), Pb <sup>2+</sup> , Ag <sup>+</sup> (*) e Hg <sub>2</sub> <sup>2+</sup>
Fosfatos ⇒ PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup> Carbonatos ⇒ CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup> Sulfitos ⇒ SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup> Oxalatos ⇒ C <sub>2</sub> O <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	Insolúveis	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup> e alcalinos
Compostos de alcalinos Compostos de amônio	Solúveis	KC <sub>2</sub> O <sub>4</sub>

(\*) = Parcialmente solúvel

## FILA DE REATIVIDADE

ordem decrescente

**METAIS** Li, K, Ba, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Cr, Cd, Co, Fe, Ni, Sn, Pb, H, Cu, Ag, Hg, Pt, Au  
**NÃO METAIS** F, Cl, Br, I, S metais nobres

## ESCALA DE ELETRONEGATIVIDADE

F	O	N	C/	Br	I	S	C	Au	Se	Pt	Ru	Rh	Pd	At	Os	Ir	P	H	Te	As	B	Po
4,0	3,5	3,0	3,0	2,8	2,5	2,5	2,5	2,4	2,4	2,2	2,2	2,2	2,2	2,2	2,2	2,2	2,1	2,1	2,1	2,0	2,0	2,0

ordem decrescente

# NOMENCLATURA DOS COMPOSTOS ORGÂNICOS

Prefixo		Infixo	Sufixo
Número de carbonos na cadeia principal		Tipo de ligação entre carbonos	Função a que o composto pertence
Nº de carbonos	Prefixo	Tipo de ligação	Funções
1 C → met	11 C → undec	saturada → an	hidrocarbonetos → o
2 C → et	12 C → dodec	insaturadas entre carbonos:	álcoois → ol
3 C → prop	13 C → tridec		éter → ilico (usual)
4 C → but	15 C → pentadec	1 dupla → en	aldeído → al
5 C → pent	20 C → icos	1 tripla → in	cetona → ona
6 C → hex	30 C → triacont		ácidos carboxílicos → oico
7 C → hept	40 C → tetracont	2 duplas → adien	amina → amina
8 C → oct	50 C → pentacont	2 triplas → adiin	amida → amida
9 C → non	80 C → octacont		nitrila → nitrila
10 C → dec	100 C → hect	1 dupla e 1 tripla → enin	anidrido → oico

Se o composto for cíclico, receberá o prenome → ciclo

# NOMENCLATURA DOS COMPOSTOS INORGÂNICOS

Ácidos

Hidrácidos:

ácido (nome do ânion menos -eto) + ídrico
$Cl^-$ → ânion cloroeto $HCl$ → ácido clorídrico

Oxiácidos:

A) Quando o elemento forma um único oxiácido:

ácido (nome do ânion menos -ato) + ico
$CO_3^{2-}$ → ânion carbonato $H_2CO_3$ → ácido carbônico

B) Quando o elemento forma mais de um oxiácido (NOx variável):

quando o NOx for igual a +7	ácido per (nome do ânion menos -ato) + ico
$ClO_4^-$ → ânion perclorato	$HClO_4$ → ácido perclórico

quando o NOx for igual a +6 ou +5	ácido (nome do ânion menos -ato) + ico
$ClO_3^-$ → ânion clorato	$HClO_3$ → ácido clórico (NOx = +5)
$SO_4^{2-}$ → ânion sulfato	$H_2SO_4$ → ácido sulfúrico (NOx = +6)

quando o NOx for igual a +4 ou +3	ácido (nome do ânion menos -ito) + oso
$ClO_2^-$ → ânion clorito	$HClO_2$ → ácido cloroso (NOx = +3)
$SO_3^{2-}$ → ânion sulfito	$H_2SO_3$ → ácido sulfuroso (NOx = +4)

quando o NOx for igual a +1	ácido hipo (nome do ânion menos -ito) + oso
$ClO^-$ → ânion hipoclorito	$HClO$ → ácido hipocloroso

Bases

hidróxido de (nome do elemento)
$Mg(OH)_2$ → hidróxido de magnésio
Quando o elemento apresenta mais de um NOx, devemos utilizar a notação de Stock:
$AuOH$ → hidróxido de ouro (I)
$Au(OH)_3$ → hidróxido de ouro (III)

Óxidos

A) Quando o elemento forma apenas um óxido (NOx fixo):

óxido de (nome do elemento)
$CaO$ → óxido de cálcio

B) Quando o elemento forma dois ou mais óxidos (NOx variável):

Sistemática (prefixos gregos)
$FeO$ → monóxido de monoferro ou óxido de ferro
$Fe_2O_3$ → trióxido de diferro
<b>Notação de Stock (NOx - Algarismos romanos)</b>
Essa notação é útil quando se quer especificar o estado de oxidação do elemento.
$Fe_2O_3$ → óxido de ferro (III)
$FeO$ → óxido de ferro (II)
- O prefixo mono pode ser omitido antes do nome do elemento e, algumas vezes, também antes da palavra óxido, desde que não resulte em ambiguidade. Isso também pode ocorrer com os demais prefixos.

Sais normais

(nome do ânion) de (nome do cátion)
$K_2CO_3$ → carbonato de potássio
$Mg(C_2O_4)_2$ → clorato de magnésio
Para elementos que apresentam mais de um NOx, utilize a notação de Stock:
$FeSO_4$ → sulfato de ferro (II)
$Fe_2(SO_4)_3$ → sulfato de ferro (III)

Hidrogeno-Sais

Adição do prefixo hidrogeno ao nome do sal normal, acrescido dos prefixos mono, di, tri, etc.

$NaHCO_3$ → (mono)hidrogenocarbonato de sódio
$KH_2PO_4$ → di-hidrogenofosfato de potássio

Hidroxi-Sais

Adição do prefixo hidroxi ao nome do sal normal, acrescido dos prefixos mono, di e tri.

$Cu_2(OH)_2Cl$ → tri-hidroxiclreto de cobre (II)
--

Sais duplos e triplôs

Em geral, os cátions são colocados da esquerda para a direita, em ordem decrescente de eletronegatividade.
$KNaSO_4$ → sulfato (duplo) de potássio e sódio
$PbClF$ → clreto-fluoreto de chumbo (II)
$Cs_2CuPb(NO_3)_6$ → nitrato (triplo) de céscio, cobre (II) e chumbo (II)

# NOX USUAIS

Elementos	NOx	Ocorrência	Exemplos
IA(1) ⇒ Metais alcalinos: Li, Na, K, Rb, Cs e Fr	+1	Substâncias compostas	$K_2Cr_2O_7$ $NaCl$ $KOH$
IIA(2) ⇒ Metais alcalino-terrosos: Be, Mg, Ca, Sr, Ba e Ra	+2	Substâncias compostas	$CaO$ $BeCl_2$ $BaSO_4$
VIA(16) ⇒ Calcogênios: S, Se e Te	-2	Substâncias binárias em que o calcogênio é o elemento mais eletronegativo	$H_2S$ $CS_2$ $CaS$
VIIA(17) ⇒ Halogênios: F, Cl, Br e I	-1	Substâncias binárias em que o halogênio é o elemento mais eletronegativo	$OF_2$ $NaCl$ $HCl$
Ag ⇒ Prata	+1	Substâncias compostas	$AgNO_3$ $AgCl$ $AgCN$
Zn ⇒ Zinco	+2	Substâncias compostas	$Zn(OH)_2$ $ZnCl_2$ $ZnO$
Al ⇒ Alumínio	+3	Substâncias compostas	$Al_2S_3$ $AlCl_3$ $Al_2(SO_4)_3$
H ⇒ Hidrogênio	+1	Substâncias compostas em que o hidrogênio é o elemento menos eletronegativo	$H_2O$ $NH_3$ $H_2SO_4$
	-1	Substâncias compostas em que o hidrogênio é o elemento mais eletronegativo	$SiH_4$ $CaH_2$
O ⇒ Oxigênio	+2	Em fluoretos	$OF_2$
	+1	Em fluoretos	$O_2F_2$
	-1	Em peróxidos (compostos binários)	$H_2O_2$ $Na_2O_2$
	-1/2	Em superóxidos (compostos binários)	$CaO_2$ $Na_2O_2$
	-2	Em óxidos (compostos binários)	$H_2O$ $Na_2O$
	-2	Excetuando-se os casos anteriores	$K_2Cr_2O_7$ $KMnO_4$ $H_2SO_4$

# GEOMETRIA DAS MOLÉCULAS

Nº de átomos que se ligam	Geometria molecular	Forma da molécula	Ângulos	Exemplos
2	Linear		180°	$HCl$
3	Linear		180°	$CO_2$
	Angular (com presença de elétrons não ligantes no átomo central)		variável	$H_2O$
4	Trigonal plana		120°	$HCHO$
	Piramidal (com presença de um par de elétrons não ligantes no átomo central)		variável	$NH_3$
5	Tetraédrica		109°28'	$CH_4$
6	Bipirâmide trigonal		120° e 90°	$PCl_5$
7	Octaédrica		90°	$SF_6$
8	Bipirâmide pentagonal		72° e 90°	$IF_7$

Geometria	Condição: ligantes ao átomo central	Polaridade
Linear, trigonal plana, tetraédrica e bipiramidal	Iguais	Apolar
	Diferentes	Polar
Angular e piramidal	Iguais ou diferentes	Polar

NOx	Ânion	Nome
<b>Halogênios</b>		
-1	$F^-$	fluoreto
-1	$Cl^-$	cloreto
-1	$Br^-$	brometo
-1	$I^-$	iodeto
+1	$C_2O^-$	hipoclorito
+3	$ClO_2^-$	clorito
+5	$ClO_3^-$	clorato
+7	$ClO_4^-$	perclorato
+1	$BrO^-$	hipobromito
+5	$BrO_3^-$	bromato
+1	$IO^-$	hipoiodito
+5	$IO_3^-$	iodato
+7	$IO_4^-$	periodato

<b>Nitrogênio</b>		
+3	$NO_2^-$	nitrito
+5	$NO_3^-$	nitrato

<b>Carbono</b>		
+2	$CN^-$	cianeto
+4	$CNO^-$	cianato
+4	$CNS^-$	tiocianato
-3 e +3	$H_3CCOO^-$	acetato
+4	$CO_3^{2-}$	carbonato
+4	$HCO_3^-$	bicarbonato
+3	$C_2O_4^{2-}$	oxalato

<b>Enxofre</b>		
-2	$S^{2-}$	sulfeto
+4	$SO_3^{2-}$	sulfito
+6	$SO_4^{2-}$	sulfato
+2	$S_2O_3^{2-}$	tiossulfato
+7	$S_2O_8^{2-}$	persulfato

<b>Fósforo</b>		
+1	$H_2PO_2^-$	hipofosfito
+3	$HPO_3^{2-}$	fosfito
+5	$PO_4^{3-}$	(orto)fosfato
+5	$PO_3^-$	metafosfato
+5	$P_2O_7^{4-}$	pirofosfato

<b>Outros</b>		
-1	$H^-$	hidreto
-2	$O^{2-}$	óxido
-1	$O_2^{2-}$	peróxido
-2	$OH^-$	hidróxido
+3	$Fe(CN)_6^{3-}$	ferricianeto
+2	$Fe(CN)_6^{4-}$	ferrocianeto
+6	$CrO_4^{2-}$	cromato
+6	$Cr_2O_7^{2-}$	dicromato
+7	$MnO_4^-$	permanganato
+6	$MnO_4^{2-}$	manganato
+4	$MnO_2$	manganito
+3	$AlO_2^-$	aluminato
+2	$ZnO_2^{2-}$	zinicato
+4	$SiO_2^{2-}$	metassilicato
+6	$SiO_4^{2-}$	(orto)silicato
+2	$SnO_2$	estânico
+4	$SnO_3^{2-}$	estanato
+2	$PbO_2$	plumbito
+4	$PbO_3^{2-}$	plumbato
+3	$AsO_3^{3-}$	arsenito
+5	$AsO_4^{3-}$	arsenato
+3	$SbO_3^{3-}$	antimonito
+3	$BO_3^{3-}$	borato
+4	$SiF_6^{2-}$	fluorsilicato

Cátion	Nome
$NH_4^+$	amônio
$H^+$	hidrogênio
$H_3O^+$	hidroxônio
$Al^{3+}$	alumínio
$Ba^{2+}$	bário
$Bi^{3+}$	bismuto
$Cd^{2+}$	cádmio
$Ca^{2+}$	cálcio
$Pb^{2+}$	chumbo (II)
$Pb^{4+}$	chumbo (IV)
$Co^{2+}$	cobalto (II)
$Co^{3+}$	cobalto (III)
$Cu^+$	cobre (I)
$Cu^{2+}$	cobre (II)
$Cr^{2+}$	crômio (II)
$Cr^{3+}$	crômio (III)
$Sn^{2+}$	estanho (II)
$Sn^{4+}$	estanho (IV)
$Fe^{2+}$	ferro (II)
$Fe^{3+}$	ferro (III)
$La^{3+}$	lantânio
$Li^+$	lítio
$Mn^{2+}$	manganês (II)
$Mn^{3+}$	manganês (III)
$Mn^{4+}$	manganês (IV)
$Hg_2^{2+}$	mercúrio (I)
$Hg^{2+}$	mercúrio (II)
$Ni^{2+}$	níquel (II)
$Ni^{3+}$	níquel (III)
$Au^+$	ouro (I)
$Au^{3+}$	ouro (III)
$Pt^{2+}$	platina (II)
$Pt^{4+}$	platina (IV)
$K^+$	potássio
$Ag^+$	prata
$Ra^{2+}$	rádio
$Rb^+$	rubídio
$Na^+$	sódio
$Ti^{4+}$	titânio (IV)
$Zn^{2+}$	zinco