

# *Química*

## Transformações Químicas:

Reconhecimento, Representação e Modelos Explicativos

Organizadores

**Maria Eunice Ribeiro Marcondes  
Marcelo Giordan**

Elaboradores

**Isaura Maria Gonçalves Vidotti  
Luciane Hiromi Akahoshi  
Maria Eunice Ribeiro Marcondes  
Yvone Mussa Esperidião**

1  
módulo

*Nome do Aluno* \_\_\_\_\_

**GOVERNO DO ESTADO DE SÃO PAULO**

Governador: *Geraldo Alckmin*

**Secretaria de Estado da Educação de São Paulo**

Secretário: *Gabriel Benedito Issac Chalita*

**Coordenadoria de Estudos e Normas Pedagógicas – CENP**

Coordenadora: *Sônia Maria Silva*

**UNIVERSIDADE DE SÃO PAULO**

Reitor: *Adolpho José Melfi*

**Pró-Reitora de Graduação**

*Sônia Teresinha de Sousa Penin*

**Pró-Reitor de Cultura e Extensão Universitária**

*Adilson Avansi Abreu*

**FUNDAÇÃO DE APOIO À FACULDADE DE EDUCAÇÃO – FAFE**

Presidente do Conselho Curador: *Selma Garrido Pimenta*

Diretoria Administrativa: *Anna Maria Pessoa de Carvalho*

Diretoria Financeira: *Sílvia Luzia Frateschi Trivelato*

**PROGRAMA PRÓ-UNIVERSITÁRIO**

Coordenadora Geral: *Eleny Mitrulis*

Vice-coordenadora Geral: *Sônia Maria Vanzella Castellar*

Coordenadora Pedagógica: *Helena Coharik Chamlian*

**Coordenadores de Área**

**Biologia:**

*Paulo Takeo Sano – Lyría Mori*

**Física:**

*Maurício Pietrocola – Nobuko Ueta*

**Geografia:**

*Sônia Maria Vanzella Castellar – Elvio Rodrigues Martins*

**História:**

*Kátia Maria Abud – Raquel Glezer*

**Língua Inglesa:**

*Anna Maria Carmagnani – Walkyria Monte Mór*

**Língua Portuguesa:**

*Maria Lúcia Victório de Oliveira Andrade – Neide Luzia de Rezende – Valdir Heitor Barzotto*

**Matemática:**

*Antônio Carlos Brolezzi – Elvia Mureb Sallum – Martha S. Monteiro*

**Química:**

*Maria Eunice Ribeiro Marcondes – Marcelo Giordan*

**Produção Editorial**

*Dreampix Comunicação*

Revisão, diagramação, capa e projeto gráfico: *André Jun Nishizawa, Eduardo Higa Sokei, José Muniz Jr. Mariana Pimenta Coan, Mario Guimarães Mucida e Wagner Shimabukuro*

The background is a detailed, monochromatic illustration of a chemistry laboratory. It shows several students in lab coats and safety goggles. One student is using a pipette, another is holding a beaker, and others are working with various pieces of glassware and equipment. The scene is filled with scientific apparatus like flasks, test tubes, and a large piece of machinery, possibly a centrifuge or a specialized reactor. The overall style is that of a technical or educational manual.

# *Cartas ao Aluno*



Carta da

---

## *Pró-Reitoria de Graduação*

Caro aluno,

Com muita alegria, a Universidade de São Paulo, por meio de seus estudantes e de seus professores, participa dessa parceria com a Secretaria de Estado da Educação, oferecendo a você o que temos de melhor: conhecimento.

Conhecimento é a chave para o desenvolvimento das pessoas e das nações e freqüentar o ensino superior é a maneira mais efetiva de ampliar conhecimentos de forma sistemática e de se preparar para uma profissão.

Ingressar numa universidade de reconhecida qualidade e gratuita é o desejo de tantos jovens como você. Por isso, a USP, assim como outras universidades públicas, possui um vestibular tão concorrido. Para enfrentar tal concorrência, muitos alunos do ensino médio, inclusive os que estudam em escolas particulares de reconhecida qualidade, fazem cursinhos preparatórios, em geral de alto custo e inacessíveis à maioria dos alunos da escola pública.

O presente programa oferece a você a possibilidade de se preparar para enfrentar com melhores condições um vestibular, retomando aspectos fundamentais da programação do ensino médio. Espera-se, também, que essa revisão, orientada por objetivos educacionais, o auxilie a perceber com clareza o desenvolvimento pessoal que adquiriu ao longo da educação básica. Tomar posse da própria formação certamente lhe dará a segurança necessária para enfrentar qualquer situação de vida e de trabalho.

Enfrente com garra esse programa. Os próximos meses, até os exames em novembro, exigirão de sua parte muita disciplina e estudo diário. Os monitores e os professores da USP, em parceria com os professores de sua escola, estão se dedicando muito para ajudá-lo nessa travessia.

Em nome da comunidade USP, desejo-lhe, meu caro aluno, disposição e vigor para o presente desafio.

Sonia Teresinha de Sousa Penin.

Pró-Reitora de Graduação.



Carta da

---

## *Secretaria de Estado da Educação*

Caro aluno,

Com a efetiva expansão e a crescente melhoria do ensino médio estadual, os desafios vivenciados por todos os jovens matriculados nas escolas da rede estadual de ensino, no momento de ingressar nas universidades públicas, vêm se inserindo, ao longo dos anos, num contexto aparentemente contraditório.

Se de um lado nota-se um gradual aumento no percentual dos jovens aprovados nos exames vestibulares da Fuvest — o que, indubitavelmente, comprova a qualidade dos estudos públicos oferecidos —, de outro mostra quão desiguais têm sido as condições apresentadas pelos alunos ao concluírem a última etapa da educação básica.

Diante dessa realidade, e com o objetivo de assegurar a esses alunos o patamar de formação básica necessário ao restabelecimento da igualdade de direitos demandados pela continuidade de estudos em nível superior, a Secretaria de Estado da Educação assumiu, em 2004, o compromisso de abrir, no programa denominado Pró-Universitário, 5.000 vagas para alunos matriculados na terceira série do curso regular do ensino médio. É uma proposta de trabalho que busca ampliar e diversificar as oportunidades de aprendizagem de novos conhecimentos e conteúdos de modo a instrumentalizar o aluno para uma efetiva inserção no mundo acadêmico. Tal proposta pedagógica buscará contemplar as diferentes disciplinas do currículo do ensino médio mediante material didático especialmente construído para esse fim.

O Programa não só quer encorajar você, aluno da escola pública, a participar do exame seletivo de ingresso no ensino público superior, como espera se constituir em um efetivo canal interativo entre a escola de ensino médio e a universidade. Num processo de contribuições mútuas, rico e diversificado em subsídios, essa parceria poderá, no caso da estadual paulista, contribuir para o aperfeiçoamento de seu currículo, organização e formação de docentes.

Prof. Sonia Maria Silva

Coordenadora da Coordenadoria de Estudos e Normas Pedagógicas





# *Apresentação da área*

A Química tem sido vista como vilã por muitos dos segmentos sociais que a desconhecem. Enquanto ciência, ela contribui para compreendermos as propriedades dos materiais, suas transformações e suas estruturas em um nível de organização inacessível aos nossos sentidos. Já os químicos, desempenham um papel importante na construção do conhecimento sobre processos e produtos que servem ao bem estar das pessoas. Alimentos, roupas, medicamentos, habitações são alguns exemplos de segmentos da indústria e da agropecuária, nos quais o conhecimento químico é fundamental.

É fato também que os impactos causados pelas atividades humanas no meio ambiente têm sido cada vez mais graves. O aumento do efeito estufa e a redução da camada de ozônio são exemplos de atividades que dependem da transformação dos materiais. Ainda assim, a Química não é a responsável por esses fenômenos indesejáveis. O conhecimento produzido pelos químicos é um dos instrumentos determinantes para aprofundar ou diminuir os impactos causados pelas atividades humanas no meio ambiente. Saber aplicar esses conhecimentos a partir de critérios e valores definidos pela sociedade é um dos principais instrumentos para tomar decisões sobre o controle dessas atividades e também para equacionar a complexa relação bem-estar social e meio ambiente.

Os conhecimentos abordados nesse Programa fornecem uma visão geral da fenomenologia das transformações químicas, suas interpretações em termos de modelos microscópicos e suas representações simbólicas. Conhecer as transformações significa também saber utilizá-las para nosso próprio bem-estar. Assim, é importante conhecer aspectos quantitativos das transformações para evitar desperdícios, utilizar racionalmente a energia envolvida no processo, controlar a rapidez da transformação e seu rendimento. Estudar as propriedades das substâncias e interpretá-las em termos dos modelos de ligação química também contribui para evitar riscos à saúde e à contaminação ambiental e para compreender os processos de produção de novos materiais e medicamentos.

Defendemos o estudo da Química que não seja memorístico. Como alternativa, convidamos você a compreender processos químicos e estabelecer relações entre o conhecimento científico, suas aplicações e implicações sociais, econômicas, ambientais e políticas.



# *Apresentação do módulo*

Este módulo apresenta algumas idéias sobre as transformações químicas importantes para todo o estudo da Química. O conhecimento das transformações químicas nos auxilia a compreender melhor muitos fatos do nosso dia-a-dia. Esse conhecimento também pode facilitar nossa atuação na sociedade, nos posicionando frente a questões sociais, pois podemos argumentar, também, com base no conhecimento científico.

Você vai aprender como se pode reconhecer uma transformação química, através de evidências perceptíveis pelos nossos sentidos, ou pela caracterização dos produtos através de suas propriedades como temperatura de fusão, de ebulição, densidade e solubilidade. Para caracterizar um produto é necessário separá-lo através de processos adequados. Você vai aprender como separar uma substância por destilação, filtração, decantação, evaporação e cristalização.

Você também vai estudar as relações de massa existentes em uma transformação química, através das leis de Lavoisier e Proust.

Existe uma linguagem química que permite representar as substâncias e as transformações químicas. Você vai conhecer as fórmulas químicas e a linguagem das equações químicas.

Conhecer os fatos é importante, porém, não suficiente para que possamos construir uma visão do mundo físico. Nesse sentido, devemos buscar explicações, construindo modelos capazes de explicar amplamente esses fatos.

São propostos questões e exercícios ao longo do texto para que você vá formando e ampliando seus conhecimentos. São apresentados também, exercícios complementares para que você possa aplicar seu conhecimento em situações novas.

Esse módulo é composto por 6 unidades sobre as transformações químicas:

**Unidade 1:** reconhecimento das transformações químicas.

**Unidade 2:** como obter substâncias puras a partir de misturas que as contêm.

**Unidade 3:** a massa se conserva nas transformações químicas?

**Unidade 4:** interpretando as transformações químicas.

**Unidade 5:** representando as transformações químicas – balanceamento de equações químicas.

**Unidade 6:** previsão das quantidades de reagentes e produtos formados.



# Unidade 1

# Reconhecimento das transformações químicas

## INTRODUÇÃO

O homem, como qualquer ser vivo, sempre lutou pela sua sobrevivência. A confecção e o aprimoramento de ferramentas, o desenvolvimento da agricultura e da pecuária, bem como de técnicas cerâmicas e metalúrgicas surgiram do empenho de grupos humanos para garantir essa sobrevivência. A descoberta e o controle do fogo caracterizam a mais importante conquista do homem, pois tornou possível quase todas as realizações técnicas que se seguiram. Obter alimentos, vestuário, abrigo, água e energia constituem exigência básica para se sobreviver nas condições impostas pelo ambiente. Essas necessidades foram supridas principalmente, pelo uso e transformação de materiais da natureza (atmosfera, hidrosfera, litosfera e biosfera). Entre os materiais extraídos da natureza e utilizados atualmente na agropecuária, na construção civil, na indústria e como combustíveis (para transporte, aquecimento, cocção de alimentos e caldeiras industriais), alguns são processados para uso imediato, como o carvão mineral, pedras para revestimento, ferro, cobre, alumínio etc. Outros servem como matéria-prima na produção de materiais diversos, como por exemplo a amônia. Todos esses processos envolvem transformações químicas.

## COMO RECONHECER UMA TRANSFORMAÇÃO QUÍMICA?

Considere por exemplo, a queima do enxofre, processo que envolve interação do enxofre com o oxigênio do ar, notam-se alguns sinais indicativos dessa interação, tais como, mudança de odor, aparecimento de luz e formação de gás. A esses sinais chamamos de **evidências**. Em geral, é a partir da observação de evidências, que se pode concluir que houve interação geradora de **transformação**. As características observadas no instante em que iniciamos as observações sobre o sistema, isto é, sobre aquela porção do universo considerada para o estudo, constitui o que chamamos de **estado inicial**. Aquelas observadas ao término do estudo formam o **estado final**.

Na tabela a seguir foram registradas observações relativas a alguns eventos:

### Organizadores

Maria Eunice  
Ribeiro Marcondes

Marcelo Giordan

### Elaboradores

Isaura Maria  
Gonçalves Vidotti

Yvone Mussa  
Esperidião

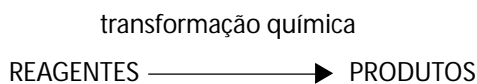
Evento	Sistema	Estado inicial	Estado final	Evidências de transformação
combustão do enxofre	enxofre, oxigênio do ar e calor	pó amarelo	gás com odor sufocante e chama azulada	produção de gás e de luz
interação do bicarbonato de sódio com vinagre	bicarbonato de sódio e vinagre	pó branco e líquido incolor com odor	gás inodoro e líquido incolor	efervescência (produção de gás) e desaparece o odor
combustão do magnésio	magnésio, oxigênio do ar e chama	sólido prateado	pó branco, luz intensa	produção de luz, surgimento de pó branco
fusão do gelo	gelo e calor do ambiente	sólido transparente escorregadio	líquido incolor	mudança do estado sólido para o estado líquido
interação do sulfato de cobre e hidróxido de sódio	soluções de sulfato de cobre e de hidróxido de sódio	solução azul e solução incolor	solução incolor e sólido azul	formação de sólido azul e descoramento da solução
interação da cal com água	sólido branco e líquido incolor	sólido branco e líquido incolor	fervura do líquido incolor e sólido branco	sólido sedimentado e elevação de temperatura

Tabela 1. Evidências de transformação química.

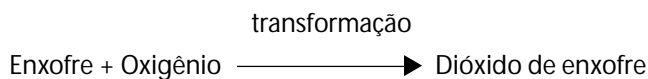
Analisando a tabela:

1. Quais as evidências de transformação observadas?
2. Considerando que a transformação química se caracteriza pela formação de novo material, quais os eventos indicados na tabela que podem ser considerados transformações químicas? Justifique.

A química se preocupa particularmente com o estudo das transformações que produzem novos materiais – **transformações químicas**. Neste caso, um ou mais dos materiais que compõem o estado inicial do sistema – os reagentes – são transformados, surgindo no estado final novos materiais – os produtos.



De acordo com essa representação, pode-se indicar os reagentes e os produtos envolvidos na queima do enxofre.



Como se viu, as transformações químicas são reconhecidas por meio de evidências, tais como: produção de gases, mudança de cor, formação de sólido, liberação ou absorção de energia, na forma de calor, luz e/ou eletricidade e formação de novo material.



Considere o exemplo mostrado a seguir:

Evento	Sistema	Estado inicial	Estado final	Evidências de transformação
Interação de ácido clorídrico com hidróxido de sódio	Soluções de ácido clorídrico e hidróxido de sódio	Soluções incolores	Soluções incolores	Nenhuma mudança aparente

Tabela 2. Interação entre ácido clorídrico e hidróxido de sódio.

3. Considerando os resultados apresentados, pode-se afirmar que ocorreu transformação química? Justifique.

4. A ausência de evidências não garante que não tenha ocorrido transformação, mas sugere a necessidade de se procurar por meios indiretos “sinais” de transformação, que possam conduzir a uma resposta mais confiável. É o caso, por exemplo, do uso de indicadores, como a fenolftaleína, mostrado a seguir:

Evento	Sistema	Estado inicial	Estado final	Evidências de transformação
Interação de ácido clorídrico com hidróxido de sódio em presença de fenolftaleína	Soluções de ácido clorídrico com gotas de fenolftaleína e solução de hidróxido de sódio	Soluções incolores	Solução avermelhada	Mudança de cor do indicador de incolor para vermelho

Tabela 3. Interação entre ácido clorídrico, hidróxido de sódio e fenolftaleína.

Considerando agora os resultados e o que foi discutido até este momento, pode-se afirmar que a interação das soluções de ácido clorídrico e hidróxido de sódio resulta em transformação química? Justifique.

### *Faça agora você:*

- Indique quais eventos são transformações químicas. Justifique.
  - queima de uma vela
  - enferrujamento de um portão de ferro
  - aquecimento da água até a ebulição
  - queima da gasolina no motor do carro
  - “fervura” da água oxigenada quando colocada num ferimento
  - sublimação da naftalina (mudança de estado físico: sólido → gás)

### *Como reconhecer se houve formação de novo material?*

Uma forma eficiente de se obter informações sobre a formação de novo material é investigando as suas propriedades, que naturalmente devem ser diferentes das propriedades das substâncias iniciais. São propriedades características importantes: a densidade, as temperaturas de fusão e ebulição e a solubilidade.

Considere como exemplo a queima do magnésio, descrita na tabela 1. Comparando-se as propriedades das substâncias que compõem o sistema no estado inicial com as propriedades das substâncias no estado final, pode-se concluir que de fato a queima do magnésio é uma transformação química, pois o óxido de magnésio apresenta propriedades diferentes do magnésio e do oxigênio, como mostra a tabela 4.



Temp.de ebulição °C	090	- 183,0	3600
Temp. de fusão °C	651	- 218,4	2825
Densidade g/cm <sup>3</sup>	1,74	0,001429	3,58
Cor	Metal prateado	Gás incolor	Pó branco

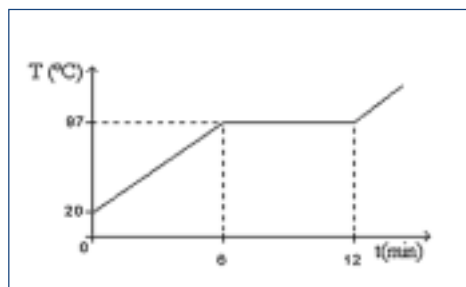
Tabela 4. Propriedades das substâncias.

As substâncias podem ser identificadas por suas propriedades características. A cor e o cheiro, por exemplo, podem identificar uma dada substância, porém, tais propriedades não são suficientes para identificá-la ou distingui-la de uma outra.

As propriedades, como a temperatura de fusão, a temperatura de ebulição, a densidade e a solubilidade, são propriedades que servem como meios de identificação das substâncias, pois dependem apenas da natureza delas e independem de sua quantidade ou sua procedência.

## TEMPERATURAS DE EBULIÇÃO, FUSÃO E SOLIDIFICAÇÃO

Considere o gráfico que relaciona as temperaturas medidas no decorrer do aquecimento de uma amostra de água, em função do tempo.



A análise do gráfico permite observar que no início do aquecimento (tempo = 0 minutos) a temperatura da água era 20°C; após 6,0 minutos de aquecimento, a temperatura subiu até 97°C, permanecendo constante em 97°C no intervalo de tempo de 6 a 12 minutos, mesmo tendo se continuado o aquecimento. No gráfico, isso aparece como uma linha paralela ao eixo do tempo (patamar). Nesse patamar, coexistem água líquida e vapor de água. A temperatura constante correspondente à ebulição do líquido é chamada temperatura de ebulição, sendo a ebulição a mudança do estado líquido para o estado de vapor.

O fato de a temperatura ter permanecido constante, embora o sistema continuasse a receber calor, pode ser entendido considerando que esse calor foi utilizado na separação das partículas de água.

### Faça agora você:

1. Considere que um professor distribuiu amostras de 30,0 mL, 50,0 mL e 100,0 mL de acetona, para que os alunos determinassem a temperatura de ebulição. Esboce num gráfico de temperatura  $\times$  tempo as curvas de aquecimento para as 3 amostras recebidas, utilizando para isso, os mesmos eixos.



2. Considere o aquecimento do naftaleno, substância sólida, comercialmente vendida como naftalina, cuja fusão ocorre a  $80^{\circ}\text{C}$ .

- Esboce a curva de aquecimento desse sólido até a sua fusão, passagem do estado sólido para líquido.
- Esboce a curva de solidificação, passagem do estado líquido para sólido, dessa mesma substância.

## DENSIDADE

Em linguagem corrente é comum dizer que o ferro é mais pesado que o algodão. Esta afirmação, porém, apresenta uma contradição evidente, já que em 1 kg de ferro e em 1 kg de algodão, a quantidade de material é a mesma, ou seja, **a massa é a mesma**. A diferença está no volume ocupado pelas amostras. Assim, 1 kg de algodão ocupa um volume muito maior do que 1 kg de ferro. A propriedade que relaciona massa ( $m$ ) e volume ( $V$ ) de um dado material é a densidade ( $d$ ). Matematicamente expressa-se essa relação como  $d = m/V$ . Se a massa for expressa em gramas ( $g$ ) e o volume em  $\text{cm}^3$  a densidade será expressa em  $\text{g}/\text{cm}^3$ . Isso significa que a densidade expressa a massa de  $1 \text{ cm}^3$  do material. Também se pode expressar a densidade em  $\text{kg}/\text{dm}^3$ . A densidade, como toda propriedade característica, não depende da quantidade do material e sim de sua natureza. A densidade é uma propriedade que assume valor constante para qualquer amostra do mesmo material e devido a isso, permite a sua identificação.

### Faça agora você:

1. Considere os dados de massa e volume relativos a três amostras de metais aparentemente semelhantes contidos na tabela que segue.

Amostra	Massa (g)	Volume ( $\text{cm}^3$ )	Densidade ( $\text{g}/\text{cm}^3$ )
1	8,6	1,0	
2	17,2	2,4	
3	25,8	3,0	

- Quais amostras são do mesmo metal? Justifique.
- Pode-se identificar uma substância pela sua densidade? Por quê?

As misturas não apresentam densidade característica como as substâncias puras. Por exemplo, misturas de álcool e água apresentam densidades diferentes, em função das quantidades de água e álcool usadas.

A tabela a seguir contém valores de densidade de misturas constituídas por diferentes volumes de etanol em  $100 \text{ cm}^3$  da mistura.

Composição da mistura Vol. de etanol/ $100 \text{ cm}^3$	Densidade da mistura ( $\text{g}/\text{cm}^3$ )
10,0	0,99
20,0	0,98
30,0	0,97
40,0	0,95
50,0	0,93
92,0	0,83
99,0	0,80

Considerando que a densidade da água é  $1,0 \text{ g/cm}^3$  e a do etanol é  $0,79 \text{ g/cm}^3$  a  $25^\circ\text{C}$ , como varia a densidade da mistura em relação às densidades de seus componentes, quando aumenta a relação quantidade de álcool/quantidade de água?

Como se pode perceber, quanto maior a quantidade de água mais próxima de  $1,0 \text{ g/cm}^3$  é a densidade da mistura; quanto maior a quantidade de álcool, mais próxima de  $0,79 \text{ g/cm}^3$  é a densidade da mistura.

### Faça agora você:

1. Em alguns postos de abastecimento de álcool combustível existe um aparelho que permite avaliar a qualidade do álcool hidratado, isto é, se ele está dentro dos padrões estabelecidos por lei. Esse aparelho contém o álcool comercializado e duas esferas de cores diferentes.



A situação 1 mostra o comportamento das esferas quando o álcool contém o teor de água previsto por lei. As situações 2 e 3 mostram o comportamento das esferas quando isso não ocorre.

A análise das situações permite concluir:

- I. as esferas A e B são do mesmo material
- II. na situação 2 há menos água no álcool do que o estabelecido por lei
- III. na situação 2 há mais água no álcool do que o estabelecido por lei
- IV. na situação 3 há mais água no álcool do que o estabelecido por lei.

Dessas afirmações estão corretas:

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

## SOLUBILIDADE

Uma quantidade de açúcar equivalente a um grão de arroz dissolve-se totalmente em um volume de água correspondente à altura de 2 cm de um tubo de ensaio; por outro lado, a mesma quantidade de enxofre adicionada ao mesmo volume de água, não mostra sinais de dissolução. Considerando iguais condições experimentais, percebe-se que há materiais solúveis e materiais muito pouco solúveis em água.

A solubilidade é a propriedade que uma substância apresenta, de formar com outra uma mistura homogênea (aspecto uniforme em toda a sua extensão) chamada solução. Esta é formada pelo soluto (material que se dissolve e que se encontra em menor quantidade) e solvente, agente da dissolução (material presente em maior quantidade do que a do soluto). Há materiais que apresentam solubilidade limitada em água, isto é, existe uma quantidade máxima que pode estar dissolvida num dado volume de solvente, em uma dada temperatura. Esta quantidade é comumente expressa em gramas/100 g de água, ou em gramas de soluto por litro de solução, sendo chamada solubilidade do material. Quando a solução contém uma quantidade de soluto igual a sua solubilidade, diz-se que ela é saturada e quando a quantidade dissolvida é inferior, diz-se que é insaturada.

*Faça agora você:*

1. Considere a tabela a seguir, onde constam dados de solubilidade em água, do nitrato de potássio ( $\text{KNO}_3$ ):

T (°C)	S (g/100 g $\text{H}_2\text{O}$ )
0	13
10	17
20	30
35	65
40	70
60	112

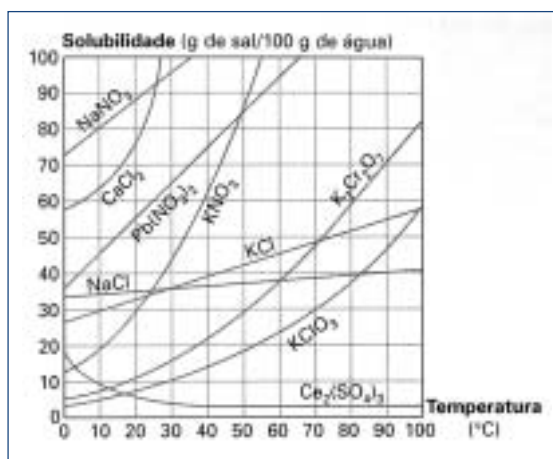
- Pode-se afirmar que a temperatura é um dos fatores que afeta a solubilidade? Justifique.
- Com esses dados, construa um gráfico da solubilidade em função da temperatura (solubilidade no eixo das ordenadas e temperatura no eixo das abscissas).
- Utilize o gráfico para determinar a massa de nitrato de potássio capaz de se dissolver em 100 g de água a 30°C.
- É possível, utilizando o gráfico, determinar a massa de nitrato de potássio que se dissolve em 100 g de água a 80°C? Justifique.

2. (Fuvest) 160 g de uma solução aquosa saturada de sacarose a 30°C são resfriados a 0°C. Considerando a tabela, quanto de açúcar cristaliza?

Temperatura (°C)	Solubilidade da sacarose (g/100 g de $\text{H}_2\text{O}$ )
0	180
30	220

- a) 20 g      b) 40 g      c) 50 g      d) 64 g      e) 90 g

3. Analise as curvas de solubilidade em água, em função da temperatura de alguns sais:



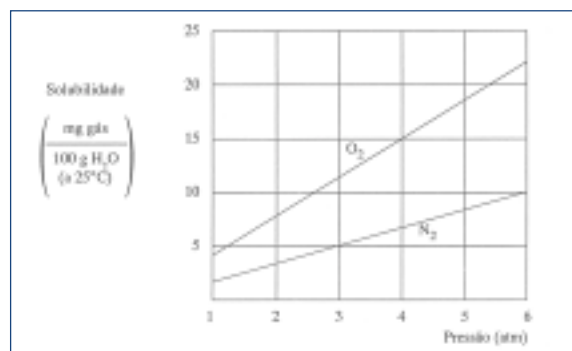
- a) Qual dos sais é mais solúvel e qual o menos solúvel na temperatura de 60°C?

- b) Qual a massa de nitrato de potássio que se dissolve em 100 g de água na temperatura de 50°C?
- c) Nessa temperatura, qual sal é mais solúvel, nitrato de potássio ou nitrato de chumbo?
- d) 100 g de nitrato de potássio foram dissolvidos em 100 g de água a temperatura de 70°C. Em seguida a solução foi resfriada até 40°C. Ocorreu a deposição de uma certa massa de nitrato de potássio. Com base no gráfico, qual a massa que se depositou?
- e) Qual é, aproximadamente, a quantidade máxima de nitrato de chumbo, que pode ser dissolvida em 500 mL de água a temperatura de 25°C?

4. (FATEC) A solubilidade do oxigênio em água é importante por estar relacionada à vida de seres aquáticos. A sobrevivência da população animal ou vegetal em qualquer extensão de água depende da concentração mínima de oxigênio. A maioria dos peixes necessita de níveis mais elevados; os invertebrados, de níveis mais baixos; as bactérias, de níveis bem mais reduzidos. Considere os valores de solubilidade do  $O_2$  em água a diferentes temperaturas.

Temperatura (°C)	0	25	50	100
Solubilidade ( $cm^3/100\ cm^3\ água$ )	4,89	3,16	2,46	2,30

Considere também o gráfico que mostra a variação da solubilidade do  $O_2$  em função da pressão:



Os dados fornecidos permitem afirmar:

- I. na água dos rios a concentração de oxigênio dissolvido é maior no inverno do que no verão.
- II. quando se está submetido a pressões elevadas, como é o caso dos mergulhadores, a solubilidade do oxigênio no sangue diminui.
- III. A morte de rios e lagos pode ser atribuída à redução da quantidade de oxigênio dissolvido devido ao lançamento em suas águas de água quente proveniente de indústrias.

Dessas afirmações, estão corretas apenas:

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



## Unidade 2

# Substâncias puras

## Como obtê-las a partir de misturas que as contêm?

### Organizadores

Maria Eunice  
Ribeiro Marcondes

Marcelo Giordan

### Elaboradores

Isaura Maria  
Gonçalves Vidotti

Yvone Mussa  
Esperidião

Como já mencionado o homem retira da natureza materiais para sua sobrevivência. Por exemplo, obtém o ferro da hematita, o alumínio da bauxita, o sal de cozinha (cloreto de sódio) da água do mar, combustíveis do petróleo, álcool da cana-de-açúcar etc. As substâncias, quando obtidas diretamente da natureza ou preparadas industrialmente, encontram-se misturadas com outras, sendo portanto necessário purificá-las ou separá-las para que sejam utilizadas no grau de pureza adequado à sua finalidade. A seguir são apresentados alguns processos usuais de purificação e de separação, baseados em transformações químicas e nas propriedades características das substâncias.

Alguns conceitos iniciais são necessários:

**Sistema homogêneo** – formado por uma única fase. Ex.: água e açúcar.

**Sistema heterogêneo** – formado por mais de uma fase. Ex.: água e óleo.

**Fase** – porção homogênea de um sistema, ou seja, porção de um sistema que apresenta as mesmas propriedades em toda a sua extensão.

### *a) Extração do sal de cozinha – Decantação, evaporação, cristalização*

No Brasil, o sal comum é obtido pela evaporação da água do mar, sob a ação da energia solar. Nas salinas, a água é colocada em tanques rasos de grande área, onde são removidas as impurezas (barro, areia, sais insolúveis etc), por um processo baseado na diferença de densidades e solubilidades, chamado **decantação**. Em seguida, a água salgada é encaminhada para outros recipientes onde é submetida à **evaporação** (mudança do estado líquido para o estado de vapor), obtendo-se o sal amorfo. Este depois é dissolvido em água e submetido à **cristalização** (processo de purificação do sal).

### *b) Obtenção de água potável – Flocculação, decantação e filtração*

A água dos mananciais, chegando às estações de tratamento, é encaminhada para os chamados tanques de **floculação**, onde se adiciona certa quantidade de sulfato de alumínio e de hidróxido de cálcio. Estas substâncias interagem formando flocos brancos de hidróxido de alumínio, de baixa solubilidade, e sulfato de cálcio, solúvel.

Sulfato de alumínio (aq) + hidróxido de cálcio (aq) → hidróxido de alumínio (s) + sulfato de cálcio (aq)

O hidróxido de alumínio formado nessa transformação química é um sólido que tem a característica de reter em sua superfície as partículas sólidas que estão em suspensão na água. Nesse processo, chamado **floculação**, as partículas sólidas se aglomeram, tornam-se maiores e mais densas, e por ação da gravidade acabam por depositarem-se no fundo do tanque – **sedimentação**. Como as impurezas não são totalmente eliminadas no decorrer da floculação e da sedimentação, é realizada inicialmente uma **decantação** e, em seguida, a água impura é conduzida a filtros especiais onde ocorre a sua **filtração**. Antes de ser distribuída à população, adiciona-se cloro à água para a eliminação de microrganismos, cal virgem para o ajuste da acidez e flúor para combater as cáries.

### c) Obtenção de água destilada – Destilação simples

Água destilada é obtida por processo conhecido como destilação simples, que envolve a vaporização do líquido seguida de sua condensação. No laboratório ela é feita utilizando a aparelhagem mostrada a seguir.

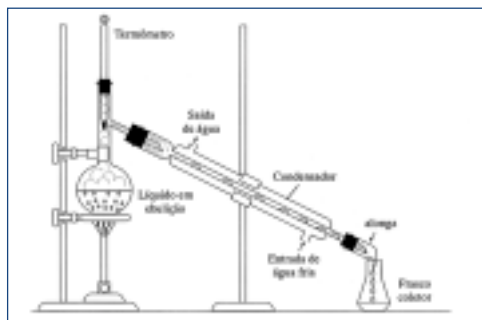


Figura 1. Destilação simples.

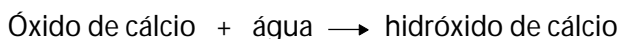
Referência: GEPEQ (Grupo de Pesquisa em Educação Química). *Interações e Transformações III: A Química e a Sobrevivência*. Fonte de Materiais: *Química para o Ensino Médio: Livro do Aluno*. São Paulo: EDUSP, 1998.

### d) Obtenção do etanol – Destilação fracionada

Etanol é obtido a partir da cana-de-açúcar, por fermentação anaeróbica (ausência de oxigênio) da sacarose, contida no caldo-de-cana. A primeira fase desse processo envolve a hidrólise da sacarose.



A segunda fase é a fermentação. O produto dessa fermentação (mosto fermentado), além do álcool, contém água e muitas outras substâncias. O álcool é separado dos demais componentes por **destilação fracionada**, processo que se baseia nas diferenças de volatilidade dos líquidos (diferenças de temperaturas de ebulição). Esse álcool, porém, contém 4% de água, que não pode ser separada por destilação. Isso porque a mistura água e álcool, chamada azeotrópica, possui temperatura de ebulição característica. Para obter álcool anidro, a mistura é tratada com cal virgem (CaO), que reage com a água, formando hidróxido de cálcio, que apresenta baixa solubilidade tanto na água como no álcool.



A mistura heterogênea resultante, sendo destilada fornece o álcool anidro. O resíduo da destilação é a cal. Um outro exemplo de destilação fracionada é a que se faz com o petróleo, na separação de suas diferentes frações.

### e) Liquefação e destilação fracionada do ar

No caso do ar atmosférico, diminuindo a temperatura e aumentando a pressão, pode-se liquefazer o ar e submeter a mistura à destilação, pois os gases que o formam apresentam diferentes temperaturas de ebulição.

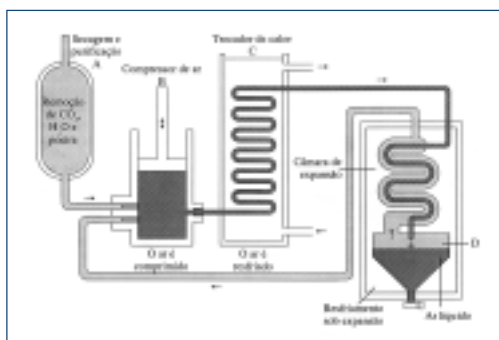


Figura 2. Liquefação do ar.  
Referência: Idem figura 1.

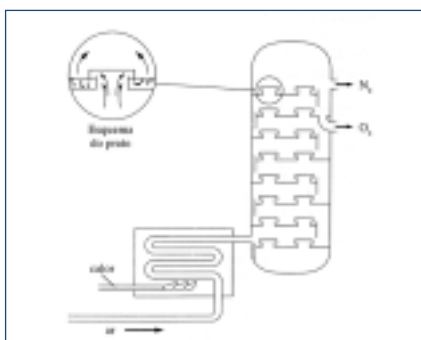


Figura 3. Coluna de fracionamento do ar.  
Referência: Idem figura 1.

#### Faça agora você:

1. A pólvora é uma mistura constituída por nitrato de potássio, carvão e enxofre. Como separar seus componentes, com base nas respectivas propriedades, relacionadas na tabela que segue:

Componentes da pólvora	Solubilidade em água	Solubilidade em dissulfeto de carbono
Nitrato de potássio	Solúvel	Insolúvel
Carvão	Insolúvel	Insolúvel
Enxofre	Insolúvel	Solúvel

Proponha um procedimento para separar os componentes da pólvora.

2. Um estudante pretende separar os componentes de uma amostra contendo três sais de chumbo II: nitrato de chumbo II,  $Pb(NO_3)_2$ , sulfato de chumbo II,  $PbSO_4$  e iodeto de chumbo II,  $PbI_2$ . Após analisar a tabela de solubilidade abaixo,

Substâncias	Solubilidade em água	
	fria	quente
Iodeto de chumbo II	Insolúvel	Solúvel
Nitrato de chumbo II	Solúvel	Solúvel
Sulfato de chumbo II	Insolúvel	Insolúvel

ele propôs o seguinte procedimento:

“Adicionar água destilada em ebulição à mistura, agitando o sistema vigorosamente. Filtrar a suspensão resultante, ainda quente. Secar o sólido obtido no papel de filtro; este será o sal **A**. Recolher o filtrado em um béquer, deixando-o esfriar em banho de água e gelo. Proceder a uma nova filtração e secar o sólido obtido no papel de filtro; este será o sal **B**. Aquecer o segundo filtrado até a evaporação

## QUÍMICA

completa da água; o sólido resultante será o sal **C**.” Os sais A, B e C são, respectivamente:

- a)  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{PbSO}_4$  e  $\text{PbI}_2$
- b)  $\text{PbI}_2$ ,  $\text{PbSO}_4$  e  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$
- c)  $\text{PbSO}_4$ ,  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  e  $\text{PbI}_2$
- d)  $\text{PbSO}_4$ ,  $\text{PbI}_2$  e  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$
- e)  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{PbI}_2$  e  $\text{PbSO}_4$



## Unidade 3

# A massa se conserva nas transformações químicas?

Na tabela que segue são apresentados dados experimentais de massas de reagentes e produtos coletados na realização da combustão do enxofre, em sistema fechado.

Experiência	Massa inicial de enxofre (reagente) (g)	Massa inicial do oxigênio (reagente) (g)	Massa do dióxido de enxofre formado (produto) (g)
A	3,201	3,202	6,400
B	2,112	2,113	4,226
C	0,022	0,022	0,040

Comparando a soma das massas reagentes com a massa do produto formado, observa-se que a massa total do sistema permaneceu constante.

Considere agora, os dados da tabela que segue:

Experiência	Massa inicial de carvão (reagente) (g)	Massa inicial do oxigênio (reagente) (g)	Massa do dióxido de carbono formado (produto) (g)	Massa de cinzas (g)
A	150	320	442	31
B	60	128	172	12
C	23	48	66	5

Comparando a soma das massas reagentes com a massa do produto formado, nota-se a mesma regularidade, a massa total do sistema permaneceu constante. As diferenças observadas devem-se à diferença de precisão dos instrumentos de medidas utilizados. Com base nas observações feitas, pode-se admitir que nas transformações químicas realizadas em sistema fechado, a massa total permanece constante, dentro dos limites dos erros experimentais. Essa conclusão é conhecida como Lei da Conservação de Massa ou Lei de Lavoisier.

## AS TRANSFORMAÇÕES QUÍMICAS OCORREM MANTENDO RELAÇÕES PROPORCIONAIS EM MASSA?

As quantidades de reagentes que participam de uma transformação química não são arbitrárias; ao contrário, cada transformação envolve determinadas massas de reagentes numa mesma proporção.

Análise a tabela a seguir que contém dados obtidos em experimentos semelhantes aos realizados por Lavoisier, na obtenção de água, realizados num

### Organizadores

Maria Eunice  
Ribeiro Marcondes  
Marcelo Giordan

### Elaboradores

Isaura Maria  
Gonçalves Vidotti  
Yvone Mussa  
Esperidião

calorímetro e registrados no livro *Traité Elementaire de Chimique*, Paris, Gauthiers Villars, 1937, p. 57 e 58.

Exp.	Massa de gás oxigênio (g)	Massa de gás hidrogênio (g)	Massa de água (g)	Massa de gás oxigênio que não reagiu (g)	Massa de gás hidrogênio que não reagiu (g)	Energia na forma de calor produzida (cal)
1	0,032	0,002	0,018	0,016	-	68,0
2	0,032	0,004	0,037	-	-	139,8
3	0,032	0,006	0,037	-	0,002	139,8
4	0,085	0,015	0,095	-	0,004	361,1

A energia térmica produzida pôde ser calculada a partir da medida da variação de temperatura e da massa de água contida no calorímetro.

Pode-se perceber que a massa de água formada na experiência 1 é 0,018 g. A massa de oxigênio que reagiu é  $0,032 - 0,016 = 0,016$  g e a massa de hidrogênio que reagiu é 0,002 g. Portanto, de acordo com a experiência 1, 0,016 g de oxigênio reage com 0,002 g de hidrogênio para formar 0,018 g de água. Considerando os dados da experiência 2, observa-se que as massas de hidrogênio e de oxigênio que reagem são o dobro das quantidades desses gases que reagiram na experiência 1, e a quantidade de água formada também é o dobro. Além disso, não há excesso nem falta dos reagentes.

Compare os dados das experiências 3 e 4. Eles permitem a mesma conclusão, isto é, que existe uma proporção fixa entre as massas de hidrogênio e de oxigênio que reagem para formar água. Ou seja, massa de hidrogênio/massa de oxigênio =  $0,004/0,032 = 1/8$ .

Além disso, pode-se concluir também que existe uma proporção entre a quantidade de água formada e a quantidade de energia produzida.

### Faça agora você:

1. Retorne à tabela:

a) Que massa de oxigênio você supõe ser necessária para reagir totalmente com 0,005 g de hidrogênio?

b) Se, se juntar 1,60 g de oxigênio com 0,30 g de hidrogênio, qual deve ser a quantidade de água formada? Qual a quantidade de calor produzida?

2. Usando os conhecimentos adquiridos, complete a tabela a seguir referente à transformação do mármore (carbonato de cálcio,  $\text{CaCO}_3$ ) em gesso (sulfato de cálcio,  $\text{CaSO}_4$ ), sob a ação do ácido sulfúrico ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ), admitindo-se que os reagentes foram totalmente consumidos.

Carbonato de cálcio (g)	Ácido sulfúrico (g)	Sulfato de cálcio (g)	Dióxido de carbono (g)	Água (g)
100,0	98,0	136,0	44,0	
50,0		68,0		
	196,0			

Podemos concluir que, existe uma proporção constante entre as massas dos reagentes envolvidos numa transformação química. Essa generalização ou lei experimental é chamada lei da composição definida, lei das proporções constantes ou lei de Proust.

## Unidade 4

# Interpretando

## as transformações químicas: uso e evolução do modelo atômico

### *PRIMEIRAS INTERPRETAÇÕES – MODELO ATÔMICO DE DALTON*

No fim do século XVIII, muito conhecimento sobre as transformações químicas tinha sido adquirido, tais como: não se poder obter qualquer quantidade de produto a partir de uma certa quantidade de matéria-prima e, também, que as massas se conservavam numa transformação química.

John Dalton (1766-1844) foi um dos cientistas que buscou explicações para a ocorrência dessas transformações. No início, ele acreditava que as partículas constituintes de qualquer substância seriam as mesmas. Com os resultados de seu trabalho, chegou à conclusão de que os átomos dos diferentes materiais deveriam ser diferentes e que a massa seria a propriedade que diferenciaria esses átomos. Para isso Dalton analisou dados relativos às massas envolvidas em transformações químicas entre diferentes substâncias e o gás hidrogênio e, com isso, construiu uma tabela de massas atômicas de diferentes elementos em relação ao hidrogênio – adotado por ele como padrão e sua massa atômica admitida como 1.

Então Dalton propôs que a matéria seria constituída por átomos (as menores partículas que a constituem), sendo eles indivisíveis e indestrutíveis, mesmo durante transformações químicas. Portanto, ele admitiu que esses átomos eram diferentes para cada elemento químico e possuíam também massas diferentes entre si, mas massas iguais quando se tratava do mesmo elemento. Ou seja, os elementos diferiam entre si pela massa dos átomos que os constituíam, ou melhor, por sua massa atômica.

Nas transformações químicas esses átomos deveriam combinar-se em números inteiros, mas com um rearranjo diferente. Assim, com essas idéias era possível explicar a conservação de massa e as proporções definidas entre as quantidades de reagentes numa transformação química.

Dalton representava suas idéias sobre os átomos utilizando símbolos; por exemplo, para o hidrogênio, usava  $\odot$ . Nessa representação o símbolo de um elemento indicava não só o elemento, mas, também, um átomo dele com massa característica, ou uma massa com um certo número de átomos.

Como esse tipo de representação dos elementos químicos se mostrou pouco prático, o químico sueco Berzelius (1779-1848) propôs usar a primeira letra em maiúscula do nome do elemento em latim, com isso o hidrogênio passou a ser simbolizado por H. Essa representação é utilizada até os dias de

#### Organizadores

Maria Eunice  
Ribeiro Marcondes  
Marcelo Giordan

#### Elaboradores

Luciane Hiromi  
Akahoshi

hoje e, quando há elementos cujos nomes comecem com a mesma letra, acrescenta-se uma segunda (em minúscula), como por exemplo nitrogênio (nitrogen, símbolo N) e sódio (natrum, símbolo Na).

Para Dalton, as fórmulas e as representações das transformações químicas (equações químicas) também indicavam quantidades. Por exemplo, a representação:



Indicava a formação da água e pode ser interpretada das seguintes formas:

Elemento	une-se	elemento	formando	água
hidrogênio	com	oxigênio		
ou				
1 átomo de	une-se	1 átomo de	formando	1 átomo
hidrogênio	com	oxigênio		de água

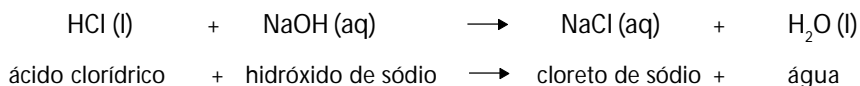
Como Dalton utilizou o hidrogênio como padrão e assumiu que para formar uma partícula de água era necessário unir um átomo de hidrogênio a um átomo de oxigênio, ele concluiu que a massa atômica do oxigênio era 7, pois 1 g de gás hidrogênio reagia com 7 g de gás oxigênio formando 8 g de água.

Contudo, experimentos e estudos do químico francês Gay-Lussac (1778-1850), do físico italiano Avogadro (1776-1856) e de Berzelius, mostraram que a partícula de água era constituída por dois átomos de hidrogênio e um de oxigênio e, portanto, a massa atômica deste último não seria 7, como propôs Dalton. Assim as determinações das massas atômicas foram revistas e atualmente esses valores são determinados utilizando o carbono como padrão.

Sabendo-se que as partículas que constituem as substâncias apresentam número definido de átomos dos seus elementos constituintes, pode-se agora representar essas partículas por meio de fórmulas.

HCl	}	representa a substância ácido clorídrico
		representa uma partícula de ácido clorídrico, formada por um átomo de hidrogênio e um átomo de cloro
2 HCl	}	representa duas partículas de ácido clorídrico
NaOH	}	representa a substância hidróxido de sódio
		representa uma partícula de hidróxido de sódio, formada por um átomo do elemento sódio, um átomo do elemento oxigênio e um átomo do elemento hidrogênio

As transformações químicas são representadas por equações químicas, através dos símbolos dos elementos e fórmulas das substâncias, que são aceitos internacionalmente.



As letras entre parênteses indicam o estado físico das substâncias: (g) gás; (l) líquido; (s) sólido; (aq) em solução aquosa.



*Faça agora você:*

1. Quantos átomos de cada elemento formam as partículas das seguintes substâncias:  $\text{H}_2\text{O}_2$  (peróxido de hidrogênio, conhecido comumente como água oxigenada),  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$  (álcool etílico ou etanol),  $\text{CaCO}_3$  (carbonato de cálcio),  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$  (nitrato de ferro III)?
2. Represente: duas partículas de água, 2 átomos de ferro, uma partícula com 1 átomo de sódio e um átomo de cloro, duas partículas com um átomo de cálcio e dois átomos de cloro.

## NOVAS IDÉIAS SOBRE A ESTRUTURA DO ÁTOMO – MODELOS DE THOMSON E RUTHERFORD-BOHR

Para se compreender de onde vem o calor envolvido nas transformações; a condutividade e a eletrólise de substâncias, onde foi necessário admitir a existência de íons – átomos ou grupos de átomos carregados eletricamente; assim como as transformações que ocorrem no sol e nas demais estrelas, nos reatores nucleares e nas bombas atômicas onde entre os produtos aparecem elementos químicos diferentes daqueles que constituíam os reagentes, as idéias sobre a constituição da matéria tiveram de ser modificadas.

Em fins do século XIX e início do século XX, cientistas realizaram inúmeras experiências, que possibilitaram investigar a constituição dos átomos, confirmando a existência de partículas subatômicas com carga elétrica. Por isso, novas representações para o átomo surgiram e um dos modelos foi proposto por J. J. Thomson, em 1898. Assim, o átomo seria visto como uma esfera maciça, de eletricidade positiva, onde a massa e as partículas positivas estariam distribuídas por todo o seu volume e os elétrons (carga negativa) estariam incrustados na esfera, parecendo passas em um pudim (*plum pudding*), e seu número seria igual ao de cargas positivas, de modo a ter o átomo eletricamente neutro.

No início do século XX, o cientista britânico Ernest Rutherford e seus colaboradores, Geiger e Marsden, vinham investigando o comportamento das partículas alfa, emitidas por uma fonte radioativa como o rádio ou o polônio, quando lançadas como projéteis sobre lâminas muito finas de ouro ou de platina. As partículas alfa, emitidas com velocidade superior a 10 000 km/s, eram detectadas num anteparo adequado. O desenho a seguir é uma representação simplificada da experiência de Rutherford.

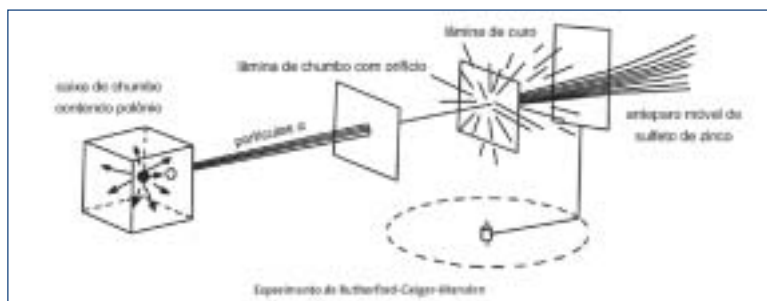


Figura 4

Naquela época, Rutherford acreditava que o átomo fosse como Thomson havia imaginado – uma grande massa com carga elétrica positiva, na qual os elétrons estariam incrustados. Entretanto, os resultados que obteve não eram concordantes com esse modelo. Pois, sendo as partículas alfa altamente velozes, Rutherford julgou que elas deveriam atravessar diretamente os átomos da

lâmina de metal. Isso realmente aconteceu com a maioria delas (99%), outras, porém, sofreram desvios pronunciados, uma em cada 20000 foi desviada num ângulo maior que  $90^\circ$  e uma em cada 100000 foi refletida.

Em 1911, Rutherford propôs um novo modelo para o átomo, conhecido como “modelo nuclear”, onde o átomo teria um núcleo, diminuto, compacto, positivamente carregado, responsável por quase toda a sua massa e ao redor dele estariam os elétrons, em órbitas circulares, em número suficiente para assegurar um átomo neutro. Através desse modelo podia se explicar o fato de a maioria das partículas alfa atravessar a lâmina de metal sem ser desviada, admitindo-se que dentro do átomo existiria um grande vazio. Mesmo que essas partículas colidissem com os elétrons, estes, por serem leves, não ofereceriam resistência à sua passagem. Os grandes desvios observados podem ser entendidos como resultantes da repulsão eletrostática entre as partículas alfa, positivamente carregadas, ao passarem próximo dos núcleos, também positivos. O retorno da partícula alfa é explicado como resultado da colisão frontal, seguida de repulsão, dessa partícula com o próprio núcleo diminuto, mas de grande massa.

A carga positiva do núcleo dos átomos é devida aos prótons, cuja existência foi evidenciada experimentalmente por Rutherford em 1919. O fato dos núcleos atômicos liberarem prótons indicava que eles constituiriam os núcleos, mas poderiam não ser os seus únicos constituintes. Mas ao admitirmos isso como verdade, a sua quantidade deveria ser igual à massa atômica do elemento, já que a massa do átomo se concentra no núcleo. Mas Rutherford obteve, por meio de cálculos, a massa nuclear de alguns elementos cujos valores das cargas nucleares eram aproximadamente a metade do valor de massa atômica do elemento correspondente. Por isso, Rutherford propôs a existência de uma outra partícula no núcleo, sem carga elétrica, de massa igual à do próton, denominada nêutron.

Portanto o modelo de átomo de Rutherford, denominado modelo nuclear do átomo, apresenta o átomo constituído por prótons, nêutrons e elétrons. E um átomo de um elemento se distingue do átomo de outro elemento através de sua carga nuclear, chamada de número atômico. Mas para se conhecer a constituição de um certo elemento é preciso saber o seu número atômico e também o seu número de massa – representado pela soma do número de prótons com o número de nêutrons. Apesar desse modelo ser muito útil, ele não era capaz de explicar porque os prótons, de carga positiva, podiam manter-se unidos no núcleo e nem como os elétrons, de carga negativa, ao girar em torno do núcleo não irradiava energia, e nesse caso tenderia a ter essa energia diminuída e, portanto, acabaria se aproximando do núcleo. Esse problema foi resolvido e explicado pelo físico dinamarquês Niels Bohr (1885-1962) em 1913. Com isso as proposições de Rutherford passaram a ser aceitas e seu modelo é chamado de modelo atômico de Rutherford-Bohr.

### *Representação dos elementos químicos*

Como um elemento é definido pelo seu número atômico e número de massa, utiliza-se a seguinte notação para representá-lo  ${}^A_ZX$ , onde X é seu símbolo, Z seu número atômico e A seu número de massa. Lembrando que o número de massa é igual à soma do número de prótons e nêutrons.

Atualmente são conhecidos 115 elementos, seus símbolos e nomes são universalmente utilizados, assim como as fórmulas das substâncias. Existem ao menos duas formas de nomear as substâncias: uma recomendada pela União

Internacional de Química Pura e Aplicada (IUPAC) e a outra consagrada pelo uso, através dos nomes comerciais das substâncias.

Através da observação das propriedades e do comportamento de alguns elementos em transformações químicas, nota-se algumas semelhanças entre eles, apesar de se tratar de elementos diferentes. Portanto, os elementos apresentam propriedades que são funções periódicas de seus números atômicos.

Atualmente esses elementos podem ser apresentados de forma organizada, numa tabela periódica como mostrado na figura 5.

The image shows a standard periodic table of elements. Each element cell contains its atomic number (Z), symbol, and name. The table is organized into groups and periods. At the bottom, there are two rows for the lanthanide and actinide series, with their symbols and names listed.

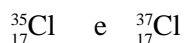
Figura 5. Tabela periódica. Referência: adaptado de <http://www.chem.qmul.ac.uk/iupac/AtWt/table.html> acessado em 26/05/2004. (Página da IUPAC.)

Apesar de ser o número atômico o que caracteriza um elemento químico, esse elemento pode apresentar número diferente de massa. Por exemplo o hidrogênio tem Z igual a um, mas se conhece átomos de hidrogênio com A=1, A=2, A=3, representados por  ${}^1_1\text{H}$ ,  ${}^2_1\text{H}$ ,  ${}^3_1\text{H}$ .

Todos os átomos são denominados de isótopos, mas aqueles que têm número atômico igual, mas têm massas diferentes, são conhecidos como isótopos de um mesmo elemento químico.

Na tabela periódica não se representa o número de massa e sim a massa atômica, por existirem alguns isótopos dos elementos químicos. A massa atômica de cada elemento é dada pela média das massas dos isótopos, levando em consideração a proporção existente desses isótopos encontrados na natureza.

Considerando tudo o que foi visto até agora, ao representarmos os seguintes elementos,



Podemos obter as seguintes informações: trata-se de isótopos do elemento cloro, ambos com número atômico 17, número de prótons 17 e número de elétrons 17, mas o primeiro tem número de massa 35, indicando que o elemento possui 18 nêutrons e o segundo, número de massa 37 e, portanto, possuindo 20 nêutrons. A massa atômica do elemento cloro é 35,453, cuja valor é uma média proveniente das seguintes proporções: 75,8% do isótopo de número de massa 35 e 24,2% do isótopo de número de massa 37.

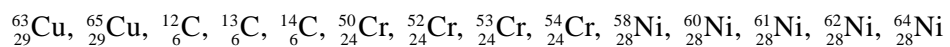


*Faça agora você:*

1. Complete o quadro:

	número atômico	número de massa	prótons	nêutrons	elétrons
$^{127}_{53}\text{I}$					
$^{55}_{25}\text{Mn}$					
$^{110}_{48}\text{Cd}$					
$^{50}_{40}\text{Zr}$					
$^{19}_9\text{F}$					

2. Indique o nome, número atômico, número de massa, quantidade de prótons, elétrons e nêutrons para cada um dos elementos abaixo:





## Unidade 5

# Representando as transformações químicas: balanceamento de equações químicas

### Organizadores

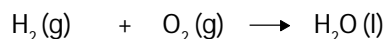
Maria Eunice  
Ribeiro Marcondes

Marcelo Giordan

### Elaboradores

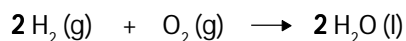
Maria Eunice  
Ribeiro Marcondes

As idéias de Dalton sobre a constituição da matéria possibilitam interpretar as transformações químicas como um rearranjo de átomos. Assim, para que uma equação química represente adequadamente a transformação química, ela deve representar a conservação dos átomos que participam do processo. Por exemplo, na formação da água a partir dos gases hidrogênio e oxigênio não basta representar cada uma das substâncias envolvidas, deve ser representada também a conservação da quantidade de átomos de cada espécie.



A equação escrita dessa forma não está representando a conservação dos átomos, pois têm-se dois átomos de oxigênio no reagente, e apenas um átomo de oxigênio no produto.

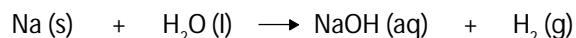
Para se representar corretamente essa transformação através da equação química, pode-se verificar, pela representação da fórmula da água, que são necessários dois átomos de hidrogênio, **H**, e um de oxigênio, **O**, para formar uma partícula de água,  $\text{H}_2\text{O}$ . De acordo com essa proporção (2 de H para 1 de O), para que o outro átomo de oxigênio presente no reagente também esteja representado no produto são precisos mais dois átomos de hidrogênio, havendo a formação de mais uma partícula de água. Assim, tem-se:



Pode-se perceber agora a conservação da quantidade de átomos. A equação química, então, é dita balanceada.

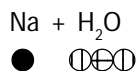
Para representar uma transformação química, não basta que a equação química apresente as fórmulas das substâncias reagentes e dos produtos, deve estar também corretamente balanceada.

Vamos considerar agora a reação entre o metal sódio (Na) e a água. O metal sódio e água reagem vigorosamente, ocorrendo a formação de gás hidrogênio ( $\text{H}_2$ ) e hidróxido de sódio (NaOH). Há liberação de energia, que pode ser percebida pelo aquecimento do sistema. As reações que liberam energia térmica são chamadas de reações exotérmicas (o prefixo **exo** vem do grego e significa “para fora”). A equação que representa essa transformação é:

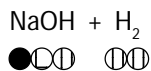


1. Compare a quantidade de átomos de cada um dos elementos que formam os reagentes e os produtos. A equação precisa ser balanceada?

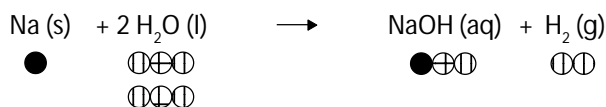
Para fazer o balanceamento da equação podemos representar uma partícula de cada substância que reage:



Vamos representar o produto formado a partir desses reagentes:

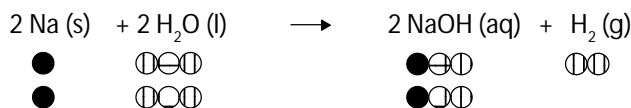


Comparando o número de átomos de H presentes nos reagentes e nos produtos, verifica-se que é necessário mais um átomo do elemento H para que se possa representar os dois produtos formados. Como os átomos de H, nessa transformação são provenientes da água (H<sub>2</sub>O), é necessária mais uma partícula desta. Assim, podemos representar:



2. Verifique as quantidades de H e O nos reagentes e produtos. A equação está balanceada? O que você faria para balancear esta equação?

A equação ainda não está balanceada pois há sobra de um H e um O. Se acrescentarmos mais uma partícula de Na, pode-se formar mais uma de NaOH, e a equação estará balanceada. Assim, a reação entre sódio e água fica corretamente representada pela equação:



3. Complete a tabela a seguir a partir das informações da equação química.

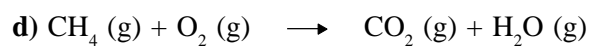
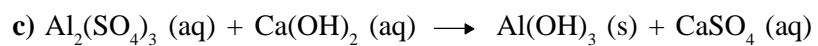
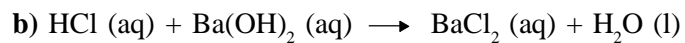
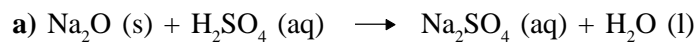
Quantidade de átomos	Reagentes	Produtos
H (hidrogênio)	4	
Na (sódio)	2	
O (oxigênio)	2	

### Faça agora você:

- Represente por meio da respectiva equação química:
  - a queima completa do carvão (C). Lembre que na queima completa se forma gás carbônico (CO<sub>2</sub>) (e na queima incompleta se forma o monóxido de carbono (CO)).
  - queima completa do álcool etílico (C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>O), com formação de dióxido de carbono e água.
  - decomposição do carbonato de cálcio (CaCO<sub>3</sub>, mármore) por aquecimento vigoroso, com formação de óxido de cálcio (CaO) e gás carbônico.
  - reação entre carbonato de cálcio e ácido sulfúrico (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>), com formação de sulfato de cálcio (CaSO<sub>4</sub>), gás carbônico e água.

O desgaste que se observa em monumentos feitos em mármore pode ser devido à interação do mármore com a “chuva ácida” (a água da chuva contém principalmente ácido sulfúrico e ácido nítrico ( $\text{HNO}_3$ ) dissolvidos, tornando-a ácida).

2. Faça o balanceamento das seguintes equações químicas:





## Unidade 6

# Previsão das quantidades de reagentes e produtos formados

### Organizadores

Maria Eunice  
Ribeiro Marcondes

Marcelo Giordan

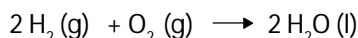
### Elaboradores

Maria Eunice  
Ribeiro Marcondes

### *ESTABELECENDO UMA RELAÇÃO ENTRE O NÚMERO DE ÁTOMOS E A MASSA – O CONCEITO DE MOL*

A partir da equação química balanceada é possível obter informações sobre as quantidades das substâncias que reagem ou que se formam em uma transformação química?

Considere, por exemplo, a formação da água a partir dos gases hidrogênio e oxigênio:



Podemos fazer a seguinte “leitura” dessa equação: duas partículas de  $\text{H}_2$  interagem com uma partícula de  $\text{O}_2$ , formando duas partículas de  $\text{H}_2\text{O}$ .

1. Para quatro partículas do gás hidrogênio, quantas do gás oxigênio seriam necessárias para que todo o hidrogênio reagisse? Quantas partículas de água seriam formadas?
2. E para 10 partículas do gás oxigênio, quantas de hidrogênio seriam necessárias?

Sabemos que há uma proporção de massa entre as quantidades das substâncias que reagem e também entre elas e as dos produtos formados. Por exemplo, 2 g do gás hidrogênio reagem com 16 g do oxigênio, ocorrendo a formação de 18 g de água.

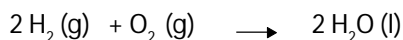
Qual é, então, a relação entre a proporção em massa e a proporção entre o número de partículas? Como os átomos dos diferentes elementos têm massas diferentes, para que se possa quantificar o número de partículas foi necessário se estabelecer um padrão. Atualmente, o padrão adotado é o número de partículas contido em 0,012 kg do carbono 12 (isótopo de carbono de número de massa 12 - 6 prótons e 6 nêutrons no núcleo). Esse número de partículas foi determinado experimentalmente e corresponde aproximadamente a  $6,02 \cdot 10^{23}$  átomos (602 sextilhões).



O número de partículas contido em 0,012 kg do C 12 é chamado de “quantidade de matéria”, e a unidade de medida é o “mol”. Assim, em 12 g (0,012 kg) de carbono há um mol de átomos desse elemento, ou seja,  $6,02 \cdot 10^{23}$  átomos.

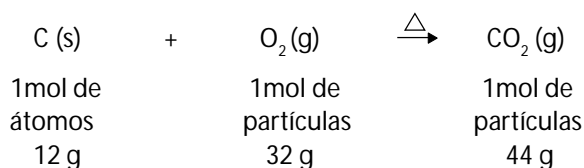
3. Quantos átomos há em 36 g de carbono? E quantos mols?

Voltando ao exemplo anterior, da síntese da água, podemos interpretar a equação em termos da unidade mol. Do mesmo modo que dizemos que: *duas partículas de  $H_2$  interagem com uma partícula de  $O_2$  para formar duas de  $H_2O$*



podemos dizer que: *2 mols de partículas de  $H_2$  interagem com um mol de partículas de  $O_2$  para formar dois mols de partículas de  $H_2O$* , ou ainda:  *$2 \times 6,02 \cdot 10^{23}$  partículas de  $H_2$  interagem com  $6,02 \cdot 10^{23}$  partículas de  $O_2$  para formar  $2 \times 6,02 \cdot 10^{23}$  partículas de  $H_2O$* .

Vamos retomar o exemplo dado no exercício 1a da Unidade 5 (faça agora você) – a representação da queima completa do carvão. Podemos interpretar essa equação em termos de mol de partículas que reagem. Como se sabe que 12 g de carvão reagem com 32 g de  $O_2$ , formando 44 g de  $CO_2$  e também que em 12 g de C há um mol de partículas, podemos estabelecer uma relação entre a quantidade em massa e em número de partículas nessa reação. Reescrevendo a equação química:



(a letra grega delta (  $\Delta$  ) sobre a seta da equação indica que a reação necessita de alta temperatura para ocorrer.)

Pode-se concluir que 1 mol de partículas do gás oxigênio tem massa de 32 g e um mol de partículas do gás carbônico tem massa de 44 g.

### *Faça agora você:*

1. Considerando a reação de combustão completa do carvão, responda:
  - a) Que massa de oxigênio é necessária para reagir com 24 g de carvão?
  - b) Quantos mols de partículas de  $CO_2$  se formam quando 60 g de carvão reagem com quantidade suficiente de oxigênio?
  - c) A substância gás carbônico é representada pela fórmula  $CO_2$ , indicando que é constituída de um átomo de carbono e dois de oxigênio. Em um mol de partículas de  $CO_2$  qual é a quantidade em mol de átomos de C e de átomos de O?
  - d) Quantos mols de átomos de O há em um mol de partículas da substância ozônio ( $O_3$ )?

## **O CONCEITO DE MASSA MOLAR**

A massa de uma substância que contém 1 mol de partículas é chamada de *massa molar*. Para o gás oxigênio, como já vimos, a massa de 1 mol de partí-

culas é de 32 g, isto é, a massa molar de  $O_2$  é expressa por 32 g/mol (32 gramas por mol).

1. Qual é a massa molar do  $CO_2$ ?

Os valores de massa molar dos diferentes elementos foram determinados. Esses valores, expressos em g/mol, são numericamente iguais aos valores das respectivas massas atômicas. A massa molar de uma substância pode ser calculada pela soma das massas molares dos elementos que a constitui. Veja o exemplo a seguir.

Qual é a massa molar do carbonato de cálcio,  $CaCO_3$ ?

O carbonato de cálcio é formado por um átomo do elemento Ca, 1 de C e 3 do elemento O.

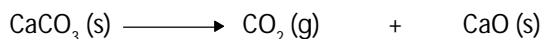
Assim, a massa molar do  $CaCO_3$  pode ser calculada por: massa molar do Ca + massa molar do C + 3 x massa molar do O

Consultando uma tabela de massas atômicas (esse dado pode ser fornecido na tabela periódica), temos as massas molares desses elementos. Calculando, então:

**Massa molar do  $CaCO_3$**  = 40 g/mol de Ca + 12 g/mol de C + 3x 16 g/mol de O = 100g/mol

Em 100 g de  $CaCO_3$  há tantas partículas quantas em 12 g do Carbono 12, isto é,  $6,02 \times 10^{23}$  partículas.

Quando representamos a equação de decomposição térmica do  $CaCO_3$ :

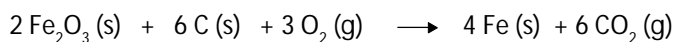


Podemos interpretar essa equação de várias maneiras:

1 partícula	1 partícula	1 partícula
1 mol	1 mol	1 mol
$6,02 \cdot 10^{23}$	$6,02 \cdot 10^{23}$	$6,02 \cdot 10^{23}$
partículas	partículas	partículas
100 g	44 g	56 g

### *Faça agora você:*

- Qual a massa de CaO que se forma quando 2 mols de  $CaCO_3$  se decompõem totalmente?
- O ferro pode ser produzido industrialmente a partir da reação entre minério que contém óxido de ferro (III), carvão e gás oxigênio. A equação química que representa o processo é:



a) verifique se a equação está devidamente balanceada, isto é, se houve conservação da quantidade de átomos.

b) interprete a equação em termos das quantidades de matéria (mol).

c) calcule as massas molares de cada uma das substâncias participantes, a partir dos dados fornecidos a seguir e interprete a equação em termos de massa, utilizando a relação entre a quantidade de matéria e massa molar.

## QUÍMICA

### Lembre-se:

**Transformação química:** evidências, formação de novos materiais, rearranjo de átomos;

**Transformação química:** conservação da massa, proporção entre as massas;

**Transformação química:** representação através da equação química balanceada;

**Substâncias:** propriedades que as identificam e permitem separá-las de uma mistura;

**Substâncias:** modelos explicativos de Dalton e Rutherford-Bohr.

### Se você quiser aprender mais:

GEPEQ, *Interações e Transformações I Química para o Ensino Médio*, EDUSP, São Paulo, 2003.

GEPEQ, *Interações e Transformações III – A Química e a Sobrevivência - Atmosfera, fonte de materiais*. S.Paulo, EDUSP, 1998.

Silva, Eduardo *et al. Química: Conceitos Básicos*, v.I. São Paulo, Ática, 2000.

Mortimer, E.F. *et al. Química para o Ensino Médio*. São Paulo, Scipione, 2003.

massa molar (g/mol): C ..... 12 g/mol

Fe ..... 56 g/mol

O .....16 g/mol

**d)** interprete a reação em termos do número de partículas contidas nessas massas.

**e)** que quantidade de matéria (ou simplesmente, mol) de Fe pode ser obtida a partir de 10 mols do óxido de ferro III?

**f)** que massa de ferro poderá ser obtida se forem processadas 3,2 t de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ?

**g)** que quantidade do gás oxigênio seria necessária? Qual a quantidade em mol e em número de partículas?



## Unidade 7

# Exercícios complementares

1. (Unicamp) Antoine Lavoisier (1743-1794), o iniciador da Química moderna, realizou, por volta de 1775, vários experimentos. Em um deles aqueceu 100 g de mercúrio em presença de ar dentro de um recipiente de vidro fechado, obtendo 54 g de óxido vermelho de mercúrio, tendo ficado ainda sem reagir 50 g de mercúrio. Pergunta-se:

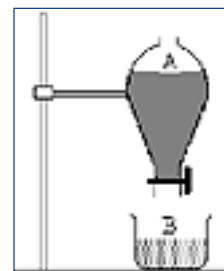
- Qual a razão entre a massa de oxigênio e a de mercúrio que reagiram?
- Que massa de oxigênio seria necessária para reagir com todo o mercúrio inicial?

2. (UFMG) A tabela indica algumas das massas, em gramas, das espécies envolvidas em duas experiências diferentes segundo a reação  $A + B \rightarrow C + 2D$ . Outras massas estão indicadas pelas letras **x**, **y**, **w**, e **z**. Calcule estas massas.

Experiência	Estado inicial		Estado final			
	A	B	C	D	A	B
Primeira	X	49	68	18	0	0
Segunda	y	w	z	54	10	10

3. (Fuvest) O conjunto esquematizado a seguir contém inicialmente os reagentes **A** e **B** separados. Utilizando dois conjuntos desse tipo são realizados os experimentos 1 e 2, misturando-se **A** e **B**, conforme o quadro a seguir:

Experimento	Reagente A Solução aquosa de	Reagente B Pó de	Produtos
1	Nitrato de prata	Cloreto de sódio	Cloreto de prata (sólido) Solução aquosa de nitrato de sódio
2	Cloreto de hidrogênio	Carbonato de sódio	Água (líquida), gás carbônico, solução aquosa de cloreto de sódio



Designando por **I** a massa inicial de cada conjunto (antes da mistura) e por **F<sub>1</sub>** e **F<sub>2</sub>** suas massas finais (após misturar), têm-se:

- experimento 1:  $F_1 = I$ ; experimento 2:  $F_2 = I$
- experimento 1:  $F_1 = I$ ; experimento 2:  $F_2 > I$
- experimento 1:  $F_1 = I$ ; experimento 2:  $F_2 < I$
- experimento 1:  $F_1 > I$ ; experimento 2:  $F_2 > I$
- experimento 1:  $F_1 < I$ ; experimento 2:  $F_2 < I$

4. (Fuvest) Estes dados foram obtidos analisando-se amostras de óxidos de nitrogênio:

Amostra	Massa da amostra(g)	Massa de nitrogênio(g)	Massa de oxigênio(g)
I	0,100	0,047	0,053
II	0,300	0,141	0,159
III	0,400	0,147	0,253

Pela análise desses dados, conclui-se que:

- a) as amostras I, II e III são do mesmo óxido;
- b) apenas as amostras I e II são do mesmo óxido;
- c) apenas as amostras I e III são do mesmo óxido;
- d) apenas as amostras II e III são do mesmo óxido;
- e) as amostras I, II e III são de diferentes óxidos.

5. (Fuvest) Três frascos de vidro transparente, fechados, de formas e dimensões iguais, contêm cada um a mesma massa de líquidos diferentes. Um contém água, o outro clorofórmio e o terceiro etanol. Os três líquidos são incolores e não preenchem totalmente os frascos. Sem abrir os frascos, como você faria para identificar as substâncias? A densidade de cada um dos líquidos, à temperatura ambiente, é:

$$d_{\text{água}} = 1,0 \text{ g/cm}^3, d_{\text{clorofórmio}} = 1,4 \text{ g/cm}^3 \text{ e } d_{\text{etanol}} = 0,8 \text{ g/cm}^3.$$

6. (Fuvest) Em uma indústria, um operário misturou, inadvertidamente, polietileno (PE), policloreto de vinila (PVC) e poliestireno (PS), limpos e moídos. Para recuperar cada um desses polímeros utilizou o seguinte método de separação: jogou a mistura em um tanque contendo água (densidade =  $1,00 \text{ g/cm}^3$ ), separando, então, a fração, que flutuou (fração A) daquela que foi ao fundo (fração B). Depois, recolheu a fração B, secou-a e a jogou em outro tanque contendo solução salina (densidade =  $1,10 \text{ g/cm}^3$ ), separando o material que flutuou (fração C) do que afundou (fração D). As frações A, C e D eram respectivamente (dados: densidades na temperatura de trabalho em  $\text{g/cm}^3$ : polietileno = 0,91 a 0,98; poliestireno = 1,04 a 1,06; policloreto de vinila = 1,35 a 1,42):

- a) PE, PS e PVC
- b) PS, PE e PVC
- c) PVC, PS e PE
- d) PS, PVC e PE
- e) PE, PVC e PS

7. (Fuvest) Uma certa amostra de cloreto de sódio contém areia. Descreva resumidamente um método que permita purificar o cloreto de sódio, tal que se tenha no final o sal sólido.

8. (Fuvest) Proponha um procedimento de separação dos componentes de uma mistura de três substâncias, A, B e C, cujas solubilidades em água e acetona são indicadas a seguir:

Substância	Solubilidade em água	Solubilidade em acetona
A	solúvel	solúvel
B	insolúvel	solúvel
C	insolúvel	insolúvel

9. (Fuvest) Para a separação das misturas gasolina-água e nitrogênio-oxigênio, os processos mais adequados são, respectivamente:

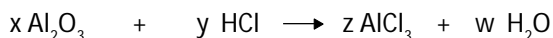
- a) decantação e liquefação
- b) sedimentação e destilação
- c) filtração e sublimação
- d) destilação e condensação
- e) decantação e evaporação

10. (Fuvest) Em um artigo publicado em 1808, Gay-Lussac relatou que dois volumes de hidrogênio reagem com um volume de oxigênio, produzindo dois volumes de vapor de água (volumes medidos nas mesmas condições de pressão e temperatura). Em outro artigo, publicado em 1811, Avogadro afirmou que volumes iguais, de quaisquer gases, sob as mesmas condições de pressão e temperatura, contêm o mesmo número de moléculas. Dentre as representações abaixo, a que está de acordo com o exposto e com as fórmulas moleculares atuais do hidrogênio e do oxigênio é:

11. Consulte a tabela periódica e responda:

- a) qual elemento possui  $z = 36$ ? E qual a massa atômica desse elemento?
- b) qual o símbolo químico do fósforo? Qual o seu número atômico e massa atômica?

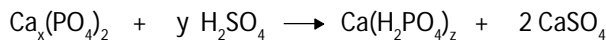
12. (PUC-RJ) O óxido de alumínio ( $\text{Al}_2\text{O}_3$ ) é utilizado como antiácido. A reação que ocorre no estômago é:



Os coeficientes  $x$ ,  $y$ ,  $z$  e  $w$  são, respectivamente:

- a) 1, 2, 3, 6
- b) 1, 6, 2, 3
- c) 2, 3, 1, 6
- d) 2, 4, 4, 3
- e) 4, 2, 1, 6

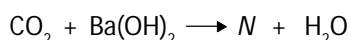
13. (FATEC-SP) Uma característica essencial dos fertilizantes é a sua solubilidade em água. Por isso, a indústria de fertilizantes transforma o fosfato de cálcio, cuja solubilidade em água é muito reduzida, num composto muito mais solúvel, que é o superfosfato de cálcio. Representa-se esse processo pela equação:



Onde os valores de  $x$ ,  $y$  e  $z$  são, respectivamente:

- a) 4, 2 e 2
- b) 3, 6 e 3
- c) 2, 2 e 2
- d) 5, 2 e 3
- e) 3, 2 e 2

14. (Fuvest-SP) A seqüência de reações:



ficará correta se  $x$ ,  $M$  e  $N$  forem substituídos, respectivamente, por:

- a) 1,  $K_2CO_3$  e  $BaCO_3$       b) 1,  $K_2O_2$  e  $Ba_2C$       c) 2,  $K_2O$ ,  $BaHCO_3$   
 d) 2,  $K_2CO_3$  e  $BaHCO_3$       e) 2,  $K_2CO_3$  e  $BaCO_3$

15. A formação de ácido sulfúrico, um dos responsáveis pela acidez da chuva, na atmosfera pode ser representada pelas equações:



- a) Essas equações estão devidamente balanceadas?  
 b) Interprete a equação em termos de mol.  
 c) Estima-se que, anualmente, sejam lançadas na atmosfera cerca de 146 milhões de toneladas ( $1,46 \cdot 10^8$  t) de dióxido de enxofre. Que quantidade de matéria de enxofre foi queimada para que toda essa quantidade de  $SO_2$  tenha sido produzida?  
 d) Qual a massa do ácido sulfúrico formado a partir dessa quantidade de  $SO_2$ ?

Dados: massa molar     $S = 32$  g/mol;  $O = 16$  g/mol;  $H = 1$  g/mol

16. (Fuvest 2002) O aspartame, um adoçante artificial, pode ser utilizado para substituir o açúcar de cana. Bastam 42 miligramas de aspartame para produzir a mesma sensação de doçura que 6,8 gramas de açúcar de cana. Sendo assim, quantas vezes, aproximadamente, o número de moléculas de açúcar de cana deve ser maior do que o número de moléculas de aspartame para que se tenha o mesmo efeito sobre o paladar?

- a) 30      b) 50      c) 100      d) 140      e) 200

Dados: massas molares aproximadas (g/mol): açúcar de cana = 340; adoçante artificial = 300

17. (Fuvest) O Brasil produz, por ano, aproximadamente  $5,0 \cdot 10^6$  t de ácido sulfúrico,  $1,2 \cdot 10^6$  t de amônia e  $1,0 \cdot 10^6$  t de soda cáustica. Transformando toneladas em mols, a ordem decrescente de produção dessas substâncias será:

- a)  $H_2SO_4 > NH_3 > NaOH$   
 b)  $H_2SO_4 > NaOH > NH_3$   
 c)  $NH_3 > H_2SO_4 > NaOH$   
 d)  $NH_3 > NaOH > H_2SO_4$   
 e)  $NaOH > NH_3 > H_2SO_4$

Dados: massas molares em g/mol:  $H_2SO_4 = 98$ ;  $NH_3 = 17$ ;  $NaOH = 40$

# Anotações

# Anotações



# Anotações

# Anotações