

# SUPLEMENTO PARA O PROFESSOR

Este suplemento é para o uso exclusivo do professor.

# SUMÁRIO

## Parte I – Comentários gerais

---

1. Sobre a obra .....	3
2. Objetivos gerais da obra .....	3
3. A organização dos capítulos .....	4
• Abertura .....	4
• Desenvolvimento dos conteúdos conceituais .....	4
• Atividades práticas/pesquisa .....	4
• Revisão .....	4
• Exercícios .....	4
• Leitura .....	4
4. Como proceder com as atividades práticas/pesquisa .....	5
5. Sugestões de atividades complementares .....	5
• Trabalhar atividades lúdicas com o propósito de estudar um conceito químico .....	6
• Provocar questionamentos .....	6
• Propor seminários .....	7
• Levar a mídia para a sala de aula .....	7
• Elaborar projetos .....	8
• Utilizar trabalhos de fechamento do curso .....	9
6. Avaliação .....	9
• Descobrir, registrar e relatar procedimentos .....	9
• Obter informações sobre a apreensão de conteúdos .....	9
• Analisar atitudes .....	9
• Trabalhar com diversos tipos de atividades .....	9
• Evidenciar organização, esforço e dedicação .....	9
• Perceber avanços e dificuldades em relação ao conteúdo avaliado .....	9
• Avaliar e instruir .....	9
• Auto-avaliar-se .....	10
7. Sugestões de leituras para o professor .....	11

## Parte II – O volume 1: a Química Geral

---

8. Conteúdos e objetivos específicos dos capítulos .....	17
9. Comentários sobre capítulos, exercícios e atividades práticas/pesquisa .....	21
10. Acompanhamento e avaliação de final de curso .....	71

# Parte I – Comentários gerais

## 1 Sobre a obra

Esta obra é dividida em três volumes e traz a seleção de tópicos programáticos essenciais à disciplina de Química com uma linguagem clara, objetiva e fundada no rigor conceitual. Os assuntos são abordados de maneira ampla e detalhada.

### ■ Volume 1 — Química Geral

No primeiro capítulo, é dada uma visão da presença da Química no dia-a-dia das pessoas, mostrando o quanto a sociedade depende da Química e, de um modo mais genérico, da Ciência. No segundo capítulo, apresentam-se os fenômenos físicos e químicos mais comuns na vida diária. No terceiro capítulo, mostram-se, mediante um percurso histórico, as tentativas dos cientistas em explicar a matéria e suas transformações. Os três primeiros capítulos, enfim, dão destaque à trilogia matéria/transformações da matéria/explicações sobre a matéria ou, em outras palavras, “ao que se vê” na Natureza ao nosso redor (mundo macroscópico) e “como se explica” essa Natureza (mundo microscópico). O tema prossegue com a evolução do modelo atômico e seu encaixe na classificação periódica dos elementos. São expostas, a seguir, as idéias fundamentais sobre as ligações entre os átomos, a estrutura das moléculas e as forças que agem entre elas. Os capítulos 8, 9 e 10 são dedicados ao estudo das principais funções inorgânicas e suas reações. Esse estudo irá esclarecer dois fatos: “o que acontece” nos fenômenos químicos e “como acontecem” esses fenômenos. Do capítulo 11 em diante, entra-se, por assim dizer, na parte quantitativa da Química, abordando o mol, a massa molar, o aspecto quantitativo do comportamento dos gases, o cálculo de fórmulas e o cálculo estequiométrico.

### ■ Volume 2 — Físico-Química

O primeiro capítulo trata das idéias fundamentais sobre o tema soluções, a saber: solubilidade e miscibilidade, concentração de soluções, misturas e reações entre soluções e análise volumétrica. O segundo capítulo aborda as propriedades coligativas – de início são explicados os fenômenos coligativos e só depois as leis e os cálculos correspondentes. Sob o aspecto didático, a separação do estudo dos equilíbrios em três capítulos – equilíbrio químico homogêneo, equilíbrio químico iônico e equilíbrio químico heterogêneo – destaca melhor cada uma dessas idéias junto aos alunos. O tema eletroquímica encontra-se dividido em dois capítulos. No capítulo 8, há um melhor detalhamento dos fenômenos de oxirredução, incluindo-se aí o balanceamento por oxirredução e, por fim, o estudo das pilhas. No capítulo 9, estudam-se a eletrólise e as leis que regem os fenômenos da eletroquímica. O capítulo final, sobre as reações nucleares, é tratado de modo simplificado, tornando o assunto mais objetivo.

### ■ Volume 3 — Química Orgânica

As funções orgânicas são tratadas, neste volume, de forma objetiva e simplificada. Há também, na parte inicial, a apresentação e as aplicações dos produtos orgânicos de importância industrial. Nos capítulos 6 e 7, foi feito um estudo detalhado da estrutura, das propriedades físicas e da isomeria dos compostos orgânicos. Na seqüência, analisam-se detalhadamente as reações orgânicas, a saber: reação de substituição, reação de adição e reação de eliminação nas moléculas orgânicas, seguindo-se o estudo do caráter ácido-básico e do caráter oxidante existentes na química orgânica. No final deste volume, tem-se um estudo específico, mas simplificado, dos glicídios, dos lipídios, dos aminoácidos, das proteínas e dos polímeros sintéticos.

## 2 Objetivos gerais da obra

Promover a autonomia em relação ao aprendizado, tendo como ponto de partida a reflexão, o raciocínio, a organização e a consolidação de hábitos de estudo.

Propiciar a compreensão da evolução do pensamento científico com a ampliação de conceitos e modelos.

Fornecer embasamento científico para a tomada de decisões, utilizando a análise de dados.

Estimular a análise crítica mediante o pensamento científico.

Desenvolver a cidadania por meio de uma mudança de hábito e/ou de postura diante dos problemas ambientais, sociais e econômicos.

Ampliar as possibilidades de representações servindo-se da linguagem química, exercitando a representação simbólica das transformações químicas e traduzindo, para esta linguagem, os fenômenos e as transformações químicas da natureza.

Desenvolver a capacidade do uso da matemática como uma ferramenta nos dados quantitativos químicos, tanto na construção quanto na análise e na interpretação de gráficos e tabelas.

### 3 A organização dos capítulos

Os capítulos contêm as seguintes partes: abertura, desenvolvimento dos conteúdos conceituais, atividades práticas/pesquisa, revisão, exercícios e leitura.

#### ■ Abertura

A abertura de cada capítulo visa a enfatizar as relações da Química com aspectos da sociedade, como a tecnologia e o trabalho. A intenção é mostrar ao aluno que a Química é parte integrante de nossas vidas.

#### ■ Desenvolvimento dos conteúdos conceituais

Ao longo de cada capítulo aparecem boxes (textos identificados por quadros de cor roxa) nos quais é apresentada uma das seguintes situações: aprofundamento das informações estudadas; relações entre os vários ramos da Ciência, como a Química, a Física, a Matemática e a Biologia; fatos da história da Ciência; temas de ecologia, ética; etc.

Esses textos objetivam tornar a Ciência mais próxima da realidade do aluno. Pretendem também levar o aluno a perceber que o conhecimento científico representa um esforço da humanidade para o seu próprio desenvolvimento.

Quando alguma lei científica ou alguma descoberta importante é citada, uma biografia sucinta do pesquisador responsável pelo feito é apresentada, relacionando a construção da Ciência ao trabalho humano e à época histórica em que essas contribuições foram elaboradas.

#### ■ Atividades práticas/pesquisa

A maioria dos capítulos traz, por tópicos abordados, a seção Atividades práticas/pesquisa. São sugestões de montagens e experimentos que utilizam materiais, equipamentos e reagentes de fácil obtenção e/ou aquisição. As atividades práticas/pesquisa visam a ilustrar e a esclarecer o assunto estudado de maneira simples e segura.

#### ■ Revisão

Após a apresentação de cada item, ou de uma série de tópicos, tem-se a seção Revisão. Nela são abordadas questões simples, com a finalidade de chamar a atenção do aluno para os pontos e os conceitos fundamentais da teoria que acabou de ser desenvolvida.

#### ■ Exercícios

Nesta parte, é apresentada uma série de exercícios retirados dos últimos vestibulares de todo o Brasil. Dentro de cada série estão incluídos exercícios propostos e exercícios resolvidos (estes últimos são destacados com um fundo de cor laranja), nos quais são explicitados problemas e detalhes fundamentais sobre o tópico estudado. Para facilitar o trabalho em sala de aula ou em casa, os exercícios propostos foram organizados em uma ordem crescente de dificuldade.

Quando o assunto tratado for mais longo ou apresentar maior dificuldade, haverá uma série de exercícios complementares que poderão ser trabalhados em classe ou, então, como trabalho extra de aprofundamento.

Há ainda, no final de cada capítulo, uma seção chamada Desafio, com uma série de questões, um pouco mais difícil que as anteriores, envolvendo assuntos de capítulos anteriores.

#### ■ Leitura

Ao final de cada capítulo há uma leitura de cunho mais geral seguida de algumas questões simples sobre o texto, visando a fornecer aos alunos, mediante discussões e reflexões, condições para que eles desenvolvam uma postura crítica em relação ao mundo em que vivem.

As leituras que aparecem nos capítulos podem ser trabalhadas como tema para pesquisa ou sob o ponto de vista da problemática do texto. Também é importante sempre estimular que os alunos falem, leiam e escrevam sobre os mais variados assuntos relacionados à Química.

## 4 Como proceder com as atividades práticas/pesquisa

No Ensino Fundamental, os alunos tiveram contato com vários campos do conhecimento químico por meio da disciplina de Ciências. Agora, no Ensino Médio, eles estão em condições de aprofundar, detalhar e utilizar esses conhecimentos, desenvolvendo, de forma mais ampla, capacidades como abstração, raciocínio, investigação, associação, análise e compreensão de fenômenos e fatos químicos e interpretação da própria realidade.

É importante perceber que a Química é uma ciência experimental, não significando que todos os tópicos devam ser realizados experimentalmente em sala de aula, como demonstração, ou em laboratório, mas que alguns o sejam para que o aluno compreenda o que é ciência e método científico. Os enunciados das atividades práticas propostas trazem, propositadamente, exposições sucintas para que os alunos possam trabalhar também a própria capacidade de solucionar pequenos problemas de ordem prática. Para cada uma dessas atividades, é importante alertar o aluno acerca dos perigos a que todos estão sujeitos quando trabalham com materiais tóxicos, corrosivos e/ou inflamáveis. O uso de luvas e óculos apropriados sempre deve ser recomendado. Havendo tempo hábil, é útil propor alguma pesquisa antes de se realizar a atividade prática, pesquisa esta envolvendo as propriedades dos produtos químicos utilizados, suas aplicações e relações com o meio ambiente e com os seres humanos. Em alguns casos, as atividades desta seção estão diretamente relacionadas a pesquisas.

Considerando a importância da interpretação de um experimento, vale a pena construir, com os alunos, um relatório da primeira atividade prática, lembrando que ele deve conter:

- Nome do aluno ou nomes dos alunos integrantes do grupo
- Data
- Título
- Introdução
- Objetivo
- Material e reagente utilizado
- Procedimento adotado
- Dados experimentais
- Análise dos dados experimentais (o professor pode elaborar perguntas que, por meio dos dados coletados, levem o aluno à análise desses dados)
- Discussão e conclusão (o professor pode inserir um fato ou uma notícia de jornal relacionado ao experimento realizado)
- Referências bibliográficas

O professor poderá utilizar o relatório das atividades práticas como instrumento de avaliação.

Os resultados alcançados podem ser discutidos em sala de aula, pois é importante que os alunos tenham sempre em mente que a Química é uma ciência experimental e que, algumas vezes, os resultados esperados podem não ser obtidos. É essencial a ênfase do professor para o fato de que “não existe experiência que não deu certo”. Toda experiência tem seu resultado, e cabe ao professor e ao aluno aproveitar a ocasião para explorar e discutir os fatores prováveis que levaram ao resultado não esperado, lembrando que alguns dos fatores mais comuns são:

- Qualidade do equipamento e do reagente utilizado.
- Fator humano – grau de preparo do experimentador, capacidade de observação, atitude em relação ao trabalho, habilidades manuais, etc.
- Local de trabalho – vento, umidade, temperatura, etc. Muitas vezes o ambiente doméstico é impróprio para a realização da atividade prática.
- Nível de controle experimental – número de variáveis físicas e/ou químicas que podem alterar (ou “mascarar”) o resultado experimental.

As atividades práticas/pesquisa podem ser desenvolvidas em grupo, em duplas ou individualmente, lembrando que o trabalho em grupo favorece a comunicação oral, a socialização e a troca de experiências.

## 5 Sugestões de atividades complementares

Algumas sugestões de procedimentos e atividades que podem auxiliar o desenvolvimento do pensamento científico são apresentadas a seguir.

## ■ Trabalhar atividades lúdicas com o propósito de estudar um conceito químico

As atividades lúdicas sempre fazem sucesso em sala de aula e, por esse motivo, devem ser aproveitadas. É necessário, porém, selecionar aquelas que tenham conseqüências relevantes no pensamento químico. Veja um exemplo a seguir.

Para que os alunos entendam o significado de um modelo e a importância da existência de modelos para explicar o mundo microscópico, especialmente ao iniciar o estudo sobre os modelos atômicos, o professor pode fazer uso de várias caixas de filmes fotográficos ou caixas de fósforos vazias (é importante que sejam de mesmo tamanho e mesma aparência), colocando um número diferente de cliques, pedrinhas ou bolinhas de gude em cada uma das caixas e fechando-as em seguida. Depois ele deve distribuir essas caixas aos grupos de alunos, uma caixa para cada grupo. É importante que eles não abram as caixas. O professor deve, então, pedir que eles anotem as observações feitas e o provável formato do material que está dentro das caixas, assim como a quantidade. Pode pedir também que os alunos imaginem provável conteúdo das caixas.

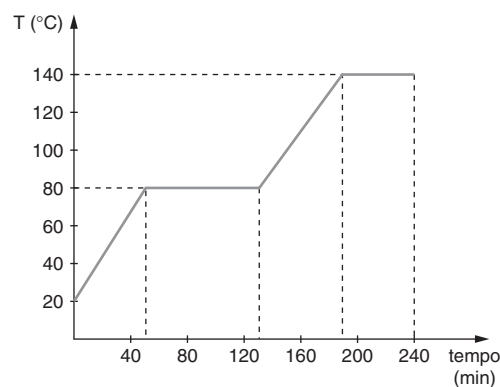
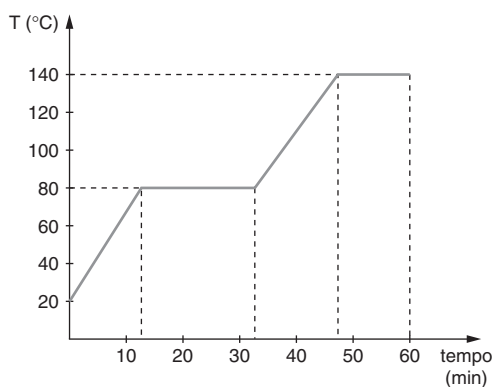
Uma outra atividade lúdica interessante pode ser utilizada para introduzir reações químicas (na verdade, essa atividade pode ser empregada em vários momentos, como, por exemplo, na introdução da lei de Lavoisier ou no cálculo estequiométrico). O professor irá usar círculos de cartolinas de diferentes cores (uma cor para cada elemento químico) e tamanhos (segundo os raios atômicos), além de setas também feitas de cartolina. Cada grupo irá receber um conjunto de círculos com as devidas identificações e setas. O professor, então, deve pedir que, tomando como base uma molécula de hidrogênio e uma de cloro, cada grupo monte a reação de obtenção do cloreto de hidrogênio. É importante que o professor enfatize que o produto será formado apenas com os círculos colocados como reagentes. Os alunos devem anotar no caderno o que ocorreu, fazendo uso de fórmulas químicas. Em seguida, o professor irá pedir que sejam obtidos outros produtos. Ao final dessa atividade, os alunos deverão perceber que, para formar produtos diferentes das moléculas em questão, é necessário que haja um rearranjo entre os átomos dos reagentes.

## ■ Provocar questionamentos

Quando o professor provoca uma dúvida, está empregando um dos recursos mais eficientes no processo de ensino e aprendizagem. Veja os dois exemplos a seguir.

Ao iniciar o estudo sobre as transformações da matéria, o professor expõe a seguinte situação: uma garrafa fechada, contendo água gelada, é colocada sobre uma mesa e, após certo tempo, observa-se que a superfície externa da garrafa fica "suada". O professor, então, pergunta aos alunos o que aconteceu. Várias respostas são dadas e devem ser anotadas no quadro-de-giz. O professor deve orientar a discussão na classe por meio de perguntas, para que os alunos percebam o que realmente ocorreu.

Um outro exemplo diz respeito ao estudo das propriedades das substâncias. O professor pode colocar duas curvas de aquecimento de duas amostras de uma mesma substância pura, aquecidas com a mesma fonte de calor, e perguntar aos alunos por que elas são diferentes, já que se trata da mesma substância pura, ou, então, qual alteração experimental poderia ser feita para que os gráficos das duas amostras fossem iguais. Provavelmente várias respostas serão dadas e devem ser anotadas no quadro-de-giz. O professor deve orientar a discussão na classe por meio de perguntas, para que os alunos percebam o que varia num caso e noutro (por exemplo, massas diferentes).



## ■ Propor seminários

O seminário proporciona a oportunidade do trabalho em grupo, o que favorece a discussão e a reflexão sobre diferentes idéias a respeito de um mesmo assunto. O discurso social é essencial para mudar ou reforçar conceitos.

Os resultados são significativos, em termos de aprendizagem, quando o seminário estimula a criatividade dos estudantes para a interpretação e a representação de fenômenos e/ou propriedades químicas por meio de situações e objetos do cotidiano.

Para exemplificar, o professor pode propor e orientar, no estudo de reações de combustão em química orgânica, um seminário sobre as vantagens e as desvantagens de alguns tipos de combustíveis. Cada grupo ficará responsável por um tipo de combustível, por exemplo: gás natural veicular, gasolina, *diesel*, álcool.

## ■ Levar a mídia para a sala de aula

Levar para a classe um fato ocorrido e noticiado nos meios de comunicação (jornal, revista, rádio, TV, internet) é sempre muito eficaz ao ensino e à aprendizagem da Química, pois favorece situações nas quais os alunos poderão interpretar, analisar e associar os tópicos aprendidos com os fatos noticiados, além de, muitas vezes, estimular a postura crítica do aluno.

A seguir, veja um exemplo que pode ser empregado na abordagem de deslocamento do equilíbrio químico.

Algumas cópias da notícia em questão podem ser distribuídas entre grupos de alunos ou, então, o professor pode ler a notícia para a classe.

### *Dissolução no mar de gás carbônico da queima de combustíveis fósseis será nocivo a seres marinhos, como corais*

*Nos próximos séculos, os humanos poderão ver os oceanos em seu estado mais ácido nas últimas centenas de milhões de anos. Causado pela queima de combustíveis fósseis, como carvão e derivados de petróleo, o aumento agudo de acidez seria trágico para muitas formas de vida marinha.*

*Um estudo feito pela equipe do pesquisador americano Ken Caldeira, do Laboratório Nacional Lawrence Livermore, na Califórnia (EUA), aponta o gás carbônico como o principal responsável pela tragédia. Ele também é o vilão do problema conhecido como efeito estufa (aquecimento da atmosfera pela retenção de radiação solar sob um cobertor de gases, agravado pela atividade humana).*

*A queima dos combustíveis fósseis aumenta a quantidade de gás carbônico no ar. Parte desse gás se dissolve no oceano e aumenta a acidez da água. Isso prejudica o desenvolvimento de organismos marinhos, como formas de plâncton, corais e outros animais, e a formação de esqueletos e conchas de carbonato de cálcio, essencial para essas formas de vida, fica dificultada com o ambiente ácido.*

*"Até hoje, a absorção de gás carbônico pelo mar sempre foi considerada uma coisa boa, já que ela tirava esse gás do ar e diminuía fenômenos como o efeito estufa. Tinha até gente querendo injetar gás carbônico de usinas e fábricas diretamente no mar", disse à Folha Caldeira, 47, em entrevista por telefone. "Agora nós vemos que não é bem assim."*

Marinho, Marcus Vinicius. *Folha de S.Paulo*, Folha Ciência, São Paulo, 25 set. 2003.

Deve-se fazer o aluno perceber os trechos da notícia que estão relacionados com a Química e, então, lançar um desafio a ele: pedir que procure a explicação química de como o aumento do gás carbônico dissolvido no oceano dificulta a formação de esqueletos e conchas de carbonato de cálcio. Após a discussão sobre as possíveis razões químicas para esse fato, pode-se concluir com toda a classe que uma das explicações poderia ser dada pelo deslocamento do equilíbrio químico.

Com o aumento de  $\text{CO}_2$  na água, o equilíbrio  $\text{CO}_{2(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_{3(aq)}$  é deslocado para a direita, ou seja, há a formação de  $\text{H}_2\text{CO}_3$ , aumentando assim a concentração de ácido carbônico no oceano.

Com o aumento da concentração de  $\text{H}_2\text{CO}_3$ , o equilíbrio  $\text{H}_2\text{CO}_{3(aq)} + \text{CaCO}_{3(s)} \rightleftharpoons \text{Ca}(\text{HCO}_3)_{2(aq)}$  também é deslocado para a direita, no sentido do aumento de concentração de  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ , aumentando então a dissolução do carbonato de cálcio e comprometendo assim a formação de esqueletos e conchas calcárias.

## ■ Elaborar projetos

Um projeto, desde que bem planejado e estruturado, é uma ferramenta importantíssima no ensino e na aprendizagem da Química, pois desperta no aluno a curiosidade, a capacidade investigativa e associativa, assim como o interesse pela Ciência e, além disso, pode levar o aluno e a comunidade a mudanças de postura diante da problemática abordada, estimulando e desenvolvendo a cidadania.

Para elaborar um projeto, é essencial, primeiramente, justificar a necessidade dele. Depois, é importante traçar como esse projeto será implementado, o que abrange: a escolha do público-alvo, dos professores envolvidos, a definição de quantidade de horas semanais necessárias para a consecução dele, a definição da duração do projeto e como o trabalho dos alunos e/ou da comunidade poderá ser divulgado por ele.

Além disso, um projeto deve ter muito bem definido os objetivos a serem atingidos, as metodologias utilizadas, os recursos necessários, os conteúdos abordados, como será a avaliação dos alunos no projeto e a avaliação do projeto pelos alunos e, por fim, a bibliografia utilizada.

Um tema interessante e abrangente que pode ser trabalhado é o lixo, e a justificativa da escolha desse tema pode ser, entre outras, o aumento da produção de lixo nas cidades brasileiras, tornando-se cada vez mais importante analisar as condições que regem a produção desses resíduos, incluindo sua minimização na origem, seu manejo e as condições existentes de tratamento e disposição dos resíduos em cada cidade brasileira.

O público-alvo pode ser, por exemplo, os alunos da 1ª série do Ensino Médio e a comunidade. Os professores envolvidos podem ser das mais variadas disciplinas, como, por exemplo: Química, Biologia, Física, Geografia, História e Artes.

Dependendo da disponibilidade dos alunos e dos professores, o projeto pode ter uma duração de dois a quatro meses.

A implementação pode ser feita com reuniões semanais, com duração de mais ou menos três horas, podendo utilizar *e-mail* para avisos e trocas de idéias; os professores que participarão do projeto devem preparar atividades, orientar os alunos na pesquisa, nos experimentos e nas discussões, além de auxiliar na organização dos dados coletados para a elaboração de um trabalho final (como a criação de uma canção, de uma peça teatral, um pôster, uma maquete ou alguma montagem de imagens) que poderá ser apresentado, por exemplo, na feira de Ciências da escola.

Os objetivos de um projeto cujo tema seja o lixo podem ser vários. A seguir serão exemplificados alguns.

- Definir e classificar os resíduos sólidos quanto aos potenciais riscos de contaminação do meio ambiente e quanto à natureza ou à origem do resíduo.
- Conhecer os impactos ambientais provocados pelo lançamento sem controle de resíduos sólidos no meio ambiente urbano.
- Conhecer as técnicas e/ou os processos de tratamento (lixão, compostagem, aterro sanitário, incineração, plasma, pirólise) e desinfecção (desinfecção química, desinfecção térmica – autoclave e microondas, e radiação ionizante) mais adequados a cada tipo de resíduo sólido, a fim de reduzir ou eliminar os danos ao meio ambiente.
- Analisar as condições relacionadas ao controle da produção dos resíduos, incluindo a minimização desses resíduos na origem, o manejo deles, além do tratamento e da disposição dos resíduos na cidade de São Paulo.
- Conscientizar o futuro cidadão da importância da participação dele na preservação do meio ambiente.

Podem-se utilizar, como metodologias, o trabalho em grupo, a exposição em classe, o trabalho experimental em laboratório e o debate.

Os recursos auxiliares a esse projeto podem ser: o uso de um laboratório, o uso da internet, uma visita ao lixão da cidade ou a uma usina de compostagem, quando a cidade possuir uma.

Os conteúdos a serem abordados em um tema como esse podem ser os resíduos sólidos (produção e destino; classificação; características; doenças provocadas; serviços de limpeza pública; tratamento: compostagem, aterro sanitário, incineração, plasma, pirólise, desinfecção química, desinfecção térmica – autoclave e microondas, e radiação ionizante; disposição final dos resíduos provenientes do tratamento; resíduos sólidos; geração de energia) e a legislação ambiental.



É importante que a avaliação do projeto seja feita, continuamente, em duas partes: a avaliação do aluno por meio de encontros semanais para a elaboração das atividades propostas, com a participação efetiva, em cada atividade, do trabalho em grupo; e a avaliação do projeto pelos alunos e/ou pela comunidade.

#### ■ Utilizar trabalhos de fechamento do curso

Pode-se realizar um trabalho de fechamento de curso ao final de cada série, a fim de que os alunos consigam associar e aplicar o que aprenderam no decorrer do curso.

Um exemplo de trabalho de fechamento de curso das séries do Ensino Médio é dado ao final da parte específica de cada volume da coleção.

## 6 Avaliação

A avaliação é um instrumento fundamental para se obterem informações sobre o andamento do processo ensino-aprendizagem. Podem ser mobilizados vários recursos para tal, mas é importante que ela seja feita de maneira contínua, ocorrendo várias vezes durante o processo ensino-aprendizagem e não apenas ao final de cada bimestre. A avaliação praticada em intervalos breves e regulares serve como *feedback* constante do trabalho do professor, possibilitando reflexões e reformulações nos procedimentos e nas estratégias, visando sempre ao sucesso efetivo do aluno.

#### ■ Descobrir, registrar e relatar procedimentos

Ao longo do curso, surgem inúmeras oportunidades de observação e avaliação. Descobrir, registrar e relatar procedimentos comuns, relevantes e diferentes contribuem para melhor avaliar o aluno. Tendo em mãos as anotações sobre as atividades e as produções da classe, é possível traçar perfis, perceber que aspectos devem ser reforçados no ensino, que conteúdos e habilidades convém privilegiar e quais assuntos podem ser avançados.

#### ■ Obter informações sobre a apreensão de conteúdos

Para saber o quanto o aluno apreendeu dos conteúdos estudados, podem-se observar: a compreensão conceitual e a interpretação do texto no que se refere aos aspectos da Química, e o comportamento dele (hesitante, confiante, interessado) na resolução das atividades.

#### ■ Analisar atitudes

Também pode ser útil analisar as atitudes do aluno, por exemplo, observar se ele costuma fazer perguntas, se participa dos trabalhos em grupo, se argumenta em defesa de suas opiniões, etc.

#### ■ Trabalhar com diversos tipos de atividades

Além de trabalhar com atividades práticas/pesquisas, exercícios complementares e/ou leituras, o professor pode criar outras oportunidades de avaliação, como, por exemplo, solicitar ao aluno que explique o que ocorreu em determinado experimento.

#### ■ Evidenciar organização, esforço e dedicação

É interessante, também, que cada estudante organize uma pasta e/ou um caderno com todas as suas produções. Isso evidencia a organização dele e o esforço empenhado por ele na consecução dos trabalhos, de acordo com as anotações feitas, além de mostrar claramente os conteúdos aos quais dedicou maior ou menor atenção.

#### ■ Perceber avanços e dificuldades em relação ao conteúdo avaliado

A avaliação deve ser um processo constante, não uma série de obstáculos. As provas escritas são meios adequados para examinar o domínio do aluno em relação a procedimentos, interpretação do texto, compreensão conceitual e entendimento de contextos. Esse tipo de avaliação pode ser utilizado como um momento de aprendizagem, pois permite a percepção dos avanços e das dificuldades dos alunos no que diz respeito ao conteúdo avaliado. Há ainda a possibilidade da aplicação de provas elaboradas pelos próprios alunos ou da realização de provas em grupos ou duplas.

#### ■ Avaliar e instruir

Um instrumento bastante útil para avaliar e, ao mesmo tempo, instruir o aluno é a rubrica, a qual costuma ser muito utilizada na avaliação de tarefas, como: projetos, seminários, apresentações, produções escritas, entre outras.

Rubricas normalmente possuem o formato de tabelas e apresentam os critérios de qualidade ou de aprendizagem. Nelas deve constar o que é importante na aprendizagem, como, por exemplo, os critérios de correção bem definidos. Devem descrever os diferentes níveis de excelência do trabalho – excelente, satisfatório e insatisfatório ou calouro, aprendiz, profissional e mestre ou, então, números, estrelas etc. – e as dificuldades concretas que podem ser vivenciadas pelos alunos durante a aprendizagem. Devem conter, ainda, algumas habilidades de pensamento/raciocínio.

Veja um modelo de rubrica a seguir.

	Calouro	Aprendiz	Profissional	Mestre	Pontos
<b>Identificação da dimensão ou do aspecto a ser avaliado</b>	Descrição dos critérios observáveis que evidenciam um nível de desempenho típico de um principiante.	Descrição dos critérios observáveis que já refletem um trabalho um pouco mais elaborado, mas que ainda pode ser aperfeiçoado.	Descrição dos critérios observáveis que correspondam a um nível satisfatório de desempenho.	Descrição de critérios visíveis que ilustrem o nível máximo de desempenho ou de traços de excelência.	
					<b>Total</b>

Os passos necessários para a elaboração de uma rubrica são:

- Identificar as várias dimensões potenciais e os componentes cognitivos e procedimentais a avaliar (se necessário, divida a tarefa em subtarefas que evidenciem as habilidades necessárias ou a compreensão/aplicação do conhecimento). Esse é o passo mais importante, pois quando definidas cuidadosamente as dimensões a serem avaliadas, as expectativas ficam mais claras e a avaliação é mais útil e formativa.
- Selecionar um número razoável de aspectos importantes. Questione os aspectos mais importantes da tarefa proposta e classifique as principais dimensões a avaliar, da mais importante para a menos significativa. Elimine as dimensões que ficarem no final de sua lista, até determinar as quatro mais importantes (ou o número que entenda ser mais adequado). Escreva os aspectos selecionados na coluna da esquerda da rubrica-modelo, um em cada linha.
- Descrever os critérios de referência para todos os níveis de cada aspecto. Imagine um exemplo máximo de desempenho para cada um dos aspectos a observar. Descreva-o sucinta e claramente nas colunas da rubrica. Imagine, depois, um exemplo de qualidade ligeiramente inferior e preencha a coluna seguinte (este preenchimento será da direita para a esquerda) e assim por diante, até ter todas as células da rubrica preenchidas.
- Dispor os diferentes aspectos pela ordem em que provavelmente serão observados ou por uma seqüência lógica de orientação para os alunos. Se preferir, reduza os níveis de desempenho para três ou aumente-os para cinco. Você também pode personalizar os títulos da rubrica (calouro, aprendiz, etc.) ou adaptá-los ao tema da sua atividade.
- Revisar a rubrica no momento da sua efetiva utilização e alterá-la, se necessário.

Mais informações sobre rubricas podem ser obtidas no *site*:

<<http://abweb.no.sapo.pt/material/rubricas/criarubr.htm>>. Acesso em: 17 abr. 2005.

#### ■ Auto-avaliar-se

Outro recurso importante é a auto-avaliação, pois cada estudante tem modos distintos e consistentes de percepção, organização e retenção do assunto. A auto-avaliação pode incluir questões do tipo:

- Como você se sente em relação a seus estudos de Química? Por quê?
- Qual foi o assunto mais importante para você e o que aprendeu?
- Em que você gostaria de ser ajudado?
- Como você acha que o professor pode melhorar as aulas de Química?

A auto-avaliação, além de ser uma maneira de o estudante exercitar a reflexão sobre o próprio processo de aprendizagem, serve, em especial, de indicador e alerta para auxiliar o professor em sua atuação em sala de aula.

## 7 Sugestões de leituras para o professor

### Educação e educação em Química

- ALVES, R. *Filosofia da ciência: introdução ao jogo e suas regras*. São Paulo, Brasiliense, 1981.
- AMBROGI, A.; LISBOA, J. C. F.; SPARAN, E. R. F. *Química: habilitação para o magistério*. São Paulo, Funbec/Cecisp, Harbra, 1990. Módulos 1, 2 e 3.
- ; —————; VERSOLATO, E. F. *Unidades modulares de química*. São Paulo, Hamburg, 1987.
- BACHELARD, G. *A formação do espírito científico*. 1. ed. Rio de Janeiro, Contraponto, 1996.
- BRADY, J. E.; Humiston, G. E. *Química geral*. 2. ed. Rio de Janeiro, LTC, 1986. v. 1.
- BRANCO, S. M. *Água: origem, usos e preservação*. São Paulo, Moderna, 1993. (Coleção Polêmica.)
- BRONOWSKY, J. *Ciências e valores humanos*. Belo Horizonte/São Paulo, Itatiaia/Edusp, 1979.
- CAMPOS, M. C.; NIGRO, R. G. *Didática de Ciências: o ensino-aprendizagem como investigação*. São Paulo, FTD, 1999.
- CANTO, E. L. *Plástico: bem supérfluo ou mal necessário?* São Paulo, Moderna, 1997.
- CARRARO, G. *Agrotóxico e meio ambiente: uma proposta de ensino de Ciências e Química*, UFRGS, AEQ, 1997. (Série Química e meio ambiente.)
- CHAGAS, A. P. *Argilas: as essências da terra*. 1. ed. São Paulo, Moderna, 1996. (Coleção Polêmica.)
- . *Como se faz Química?* Campinas Ed. da Unicamp, 1989.
- CHALMERS, A. F. *A fabricação da ciência*. São Paulo, Ed. da Unesp, 1994.
- . *O que é ciência afinal?* 2. ed. São Paulo, Brasiliense, 1993.
- CHASSOT, A. I. *A educação no ensino da Química*. Ijuí, Ed. Unijuí, 1990.
- ; OLIVEIRA, R. J. (org.). *Ciência, ética e cultura na educação*. São Leopoldo, Ed. da Unisinos, 1998.
- CHRÉTIEN, C. *A ciência em ação*. Campinas, Papirus, 1994.
- CHRISPINO, Á. *Manual de Química experimental*. São Paulo, Ática, 1991.
- . *O que é Química*. São Paulo, Brasiliense, 1989. (Coleção Primeiros passos.)
- CISCATO, C. A. M. Extração de pigmentos vegetais. *Revista de Ensino de Ciências*, Funbec, 1988. v. 20.
- ; BELTRAN, N. O. *Química: parte integrante do projeto de diretrizes gerais para o ensino de 2º grau – núcleo comum* (convênio MEC/PUC-SP). São Paulo, Cortez e Autores Associados, 1991.
- CRUZ, R. *Experimentos de química em microescala*. São Paulo, Scipione, 1995. 3 vols.
- FELLENBERG, G. *Introdução aos problemas da poluição ambiental*. São Paulo, Ed. da Universidade de São Paulo, 1980.
- FLACH, S. E. *A Química e suas aplicações*. Florianópolis, Ed. da UFSC, 1987.
- FREIRE, P. *Pedagogia da esperança: um reencontro com a pedagogia do oprimido*. Rio de Janeiro, Paz e Terra, 1992.
- . *Pedagogia do oprimido*. Rio de Janeiro, Paz e Terra, 1987.
- . *Educação como prática para a liberdade*. Rio de Janeiro, Paz e Terra, 1989.
- FUNDAÇÃO ROBERTO MARINHO. *Telecurso 2000: Ciências – 1º grau*. São Paulo, Globo, 1996.
- GEPEQ – Grupo de Pesquisa para o Ensino de Química. *Interação e transformação: Química para o 2º grau*. São Paulo, Ed. da Universidade de São Paulo, 1993-1995-1998. v. I, II e III; livro do aluno, guia do professor.
- GIL-PERÉZ, D.; CARVALHO, A. M. P. de. *Formação de professores de Ciências: tendências e inovações*. São Paulo, Cortez, 1995. v. 26. (Coleção Questões da nova época.)
- GOLDEMBERG, J. *Energia nuclear: vale a pena?* São Paulo, Scipione, 1991. (Coleção O Universo da Ciência.)
- GRIIN, M. *Ética e educação ambiental*. Campinas/Rio de Janeiro, Papirus/Paz e Terra, 2000.
- HAMBURGUER, E. W. (org.). *O desafio de ensinar ciências no século 21*. São Paulo, Edusp/Estação Ciência, 2000.
- IMBERNÓN, F. *Formação docente e profissional: formar-se para a mudança e a incerteza*. São Paulo, Cortez, 2000. v. 77. (Coleção Questões da nossa época.)
- JARDIM, N. S. et al. *Lixo municipal: manual de gerenciamento integrado*. São Paulo, Instituto de Pesquisas Tecnológicas, 1995.

- KNELLER, G. F. *A ciência como atividade humana*. Rio de Janeiro/São Paulo, Zahar/Edusp, 1980.
- KRÜGER, V.; LOPES, C. V. M. *Águas*. Série proposta para o Ensino de Química, SE/CECIRS, 1997.
- . et al. *Eletroquímica para o Ensino Médio*. Série proposta para o Ensino de Química, UFRGS, AEQ, 1997.
- KUPSTAS, M. (org.). *Ciência e tecnologia em debate*. São Paulo, Moderna, 1999.
- LAZLO, P. *A palavra das coisas ou a linguagem da Química*. Lisboa, Gradiva, 1995. (Coleção Ciência aberta 74.)
- LOPES, A. R. C. *Conhecimento escolar: ciência e cotidiano*. Rio de Janeiro, Ed. da UERJ, 1999.
- LOPES, C. V. M.; KRÜGER, V. *Poluição do ar e lixo*. Série proposta para o Ensino de Química, SE/CECIRS, 1997.
- LUFTI, M. *Cotidiano e educação em Química*. Ijuí, Ed. Unijuí, 1988.
- . *Os ferrados e os cromados: produção social e apropriação privada do conhecimento químico*. Ijuí, Ed. Unijuí, 1992.
- MACHADO, A. H. *Aula de química: discurso e conhecimento*. Ijuí, Ed. Unijuí, 2000.
- MALDANER, O. A. *A formação inicial e continuada de professores de Química*. Ijuí, Ed. Unijuí, 2000.
- . *A formação inicial e continuada de professores de Química: professores/pesquisadores*. Ijuí, Ed. Unijuí, 2000.
- . *Química 1: construção de conceitos fundamentais*. Ijuí, Ed. Unijuí, 1995.
- ; ZAMBLAZI, R. *Química 2: consolidação de conceitos fundamentais*. Ijuí, Ed. Unijuí, 1996.
- MANO, E. B. *Introdução aos polímeros*. São Paulo, Edgard Blücher, 1985.
- MATEUS, A. L. *Química na cabeça*. Belo Horizonte, Ed. da UFMG, 2001.
- MÓL, G. de S.; SANTOS, W. L. P. dos (coords.); CASTRO, E. N. F.; SILVA, G. de S.; SILVA, R. R. da; MATSUNAGA, R. T.; FARIAS, S. B.; SANTOS, S. M. de O.; DIB, S. M. F. *Química e sociedade*. Módulos 1, 2, 3 e 4 – Química, suplementados com o Guia do Professor. São Paulo, Nova Geração, 2003-2004. (Coleção Nova geração.)
- MONTANARI, V.; STRAZZACAPPA, C. *Pelos caminhos da água*. São Paulo, Moderna, 2000. (Coleção Desafios.)
- MORAN, J. M.; MAASETO, M. T.; BEHRENS, M. A. *Novas tecnologias e mediação pedagógica*. Campinas, Papirus, 2000.
- MOREIRA, M.; BUCHWEITZ, B. *Mapas conceituais*. São Paulo, Ed. Moraes, 1987.
- MORTIMER, E. F. *Linguagem e formação de conceitos no ensino de ciências*. Belo Horizonte, Ed. da UFMG, 2000.
- ; MACHADO, A. H. *Química para o ensino médio*. São Paulo, Scipione, 2002. vol. único.
- NARDI, R. (org.). *Questões atuais no ensino de Ciências*. São Paulo, Escrituras, 1998.
- OLIVEIRA, R. J. *A escola e o ensino de ciências*. São Leopoldo, Ed. Unisinos, 2000.
- PERRENOUD, P. (trad. RAMOS, P. C.). *Avaliação: da excelência à regulação das aprendizagens. Entre duas lógicas*. Porto Alegre, Artmed, 1998.
- . *Dez novas competências para ensinar*. Porto Alegre, Artmed, 2000.
- . *Pedagogia diferenciada: das intenções à ação*. Porto Alegre, Artmed, 2000.
- POINCARÉ, H. (trad. de KNEIPP, M. A.). *A ciência e a hipótese*. 2. ed. Brasília, Ed. da Universidade de Brasília, 1988.
- REIGOTA, M. *Meio ambiente e representação social*. São Paulo, Cortez, 1995.
- RIOS, T. A. *Compreender e ensinar: por uma docência de melhor qualidade*. São Paulo, Cortez, 2001.
- RODRIGUES, S. A. *Destrução e equilíbrio: o homem e o ambiente no espaço e no tempo*. São Paulo, Atual, 1989. (Coleção Meio ambiente.)
- ROMANELLI, L. I.; JUSTI, R. da S. *Aprendendo Química*. Ijuí, Ed. Unijuí, 1997.
- ROMEIRO, S. B. B. *Química na siderurgia*. UFRGS, AEQ, 1997.
- ROPÉ, F.; TANGUY, L. (org.). *Saberes e competências: o uso de tais noções na escola e na empresa*. Campinas, Papirus, 1997.
- RUSSEL, J. B. *Química geral*. 2. ed. São Paulo, McGraw-Hill do Brasil, 1994. v. 2.
- SANTOS, W. L. P. dos; SCHNETZLER, R. P. *Educação em química: compromisso com a cidadania*. Ijuí, Ed. Unijuí, 1997.
- SATO, M.; SANTOS, J. E. *Agenda 21 em sinopse*. São Carlos, EdUFSCar, 1999.
- SCARLATTO, F.; PONTIM, J. A. *Do nicho ao lixo*. São Paulo, Atual, 1992.

- SCHNETZLER, R. P. *O professor de ciências: problemas e tendências de sua formação*. Campinas, R. Vieira Gráfica e Editora, 2000.
- ; ARAGÃO, R. *Ensino de ciências: fundamentos e abordagens*. Campinas, R. Vieira Gráfica e Editora, 2000.
- et al. *PROQUIM: projeto de ensino de Química para o segundo grau*. Campinas, CAPES/MEC/PADCT, 1986.
- SHRINER – FUSON – CURTIN – MORRI. *Identificação sistemática dos compostos orgânicos*. Rio de Janeiro, Guanabara, 1983.
- SILVA-SÁNCHEZ, S. S. *Cidadania ambiental: novos direitos no Brasil*. São Paulo, Humanitas, 2000.
- SNEDDEN, R. (trad. de CHAMPLIN, D.). *Energia*. São Paulo, Moderna, 1996. (Coleção Polêmica – Horizonte da Ciência.)
- SOARES, G. B.; SOUZA, A. N.; PIRES, X. D. *Teoria e técnica de purificação e identificação dos compostos orgânicos*. Rio de Janeiro, Guanabara, 1988.
- SOUZA, M. H. S.; SPINELLI, W. *Guia prático para cursos de laboratório: do material à elaboração de relatórios*. São Paulo, Scipione, 1997.
- TAJRA, S. F. *Informática na educação: novas ferramentas pedagógicas para o professor da atualidade*. 2. ed. São Paulo, Érica, 2000.
- VALADARES, J.; PEREIRA, D. C. *Didática da Física e da Química*. Lisboa, Universidade Aberta, 1991.
- VIEIRA, L. *Química, saúde & medicamentos*. UFRGS, AEQ, 1997.
- VOGEL, A. Análise orgânica qualitativa. In *Química orgânica*. Rio de Janeiro, Ao Livro Técnico e Científico, 1980. v. 1, 2 e 3.
- VYGOTSKY, L. S. *A formação social da mente*. 48. ed. São Paulo, Martins Fontes, 1991.
- . *Pensamento e linguagem*. 18. ed. São Paulo, Martins Fontes, 1993.
- WEISSMANN, H. (org.). *Didática das ciências naturais: contribuições e reflexões*. Porto Alegre, Artmed, 1998.
- ZAGO, O. G.; DEL PINO, J. C. *Trabalhando a Química dos sabões e detergentes*. UFRGS, AEQ, 1997. (Série Química e cotidiano.)

### História da Química

- CHASSOT, A. *A ciência através dos tempos*. São Paulo, Moderna, 1994.
- FERRI, M. G.; MOTOYAMA, S. *História das Ciências no Brasil*. São Paulo, EPU/EDUSP, 1979.
- GOLDFARB, A. M. A. *Da alquimia à Química*. São Paulo, Nova Stella/EDUSP, 1987.
- MATHIAS, S. Evolução da Química no Brasil. In FERRI & MOTOYAMA. *História das ciências no Brasil*. São Paulo, EPU/EDUSP, 1979.
- VANIN, J. A. *Alquimistas e químicos*. São Paulo, Moderna, 1994.

### Documentos oficiais

- BRASIL. Ministério da Educação – MEC, Secretaria de Educação Média e Tecnológica – Semtec. Parâmetros Curriculares Nacionais: Ensino Médio. Brasília: MEC/Semtec, 2002.
- BRASIL. Ministério da Educação – MEC, Secretaria de Educação Média e Tecnológica – Semtec. PCN + Ensino Médio: orientações educacionais complementares aos Parâmetros Curriculares Nacionais – Ciências da Natureza, Matemática e suas Tecnologias. Brasília: MEC/Semtec, 2002.
- BRASIL. Ministério da Educação – MEC/Instituto Nacional de Estudos e Pesquisas Educacionais – INEP. Matrizes Curriculares de Referência para o SAEB. 2. ed. Brasília: MEC/INEP, 1999.
- BRASIL. Ministério do Meio Ambiente – Educação para um futuro sustentável: uma visão transdisciplinar para uma ação compartilhada. Brasília, Ibama, 1999.
- SECRETARIA DA EDUCAÇÃO DO ESTADO DE SÃO PAULO. Ciências, ciclo básico. São Paulo, Coordenadoria de Estudos e Normas Pedagógicas/Secretaria da Educação, 1993. (Coleção Prática pedagógica.)

### Revistas

- Ciência Hoje*  
*Química Nova*  
*Química Nova na Escola*  
*American Chemical Society*  
*Education in Chemistry*  
*Enseñanza de las Ciencias*  
*International Journal of Science Education*  
*Journal of Chemical Education*

A Internet, nome dado à rede mundial de computadores, permite o acesso a um número enorme de informações, dos mais variados tipos. Se bem usada, ela é um auxiliar poderoso do processo ensino-aprendizagem. Damos a seguir uma pequena lista de *sites* (endereços) que mais interessam ao objetivo do nosso curso. Para facilitar o trabalho dos leitores, dividimos a lista em seis tópicos:

- **sites educacionais e/ou de referência**, que fornecem informações gerais sobre educação, cultura, ensino, etc.
- **sites sobre Ciência e Tecnologia**, que fornecem informações sobre novas tecnologias, avanços científicos e resultados de pesquisas.
- **sites sobre Ecologia**, que divulgam informações sobre meio ambiente, conservação dos recursos naturais e problemas ambientais.
- **sites de museus, de bibliotecas ou de fontes de dados**, que permitem a consulta a bancos de dados para a realização de pesquisas.
- **sites de empresas ou de fundações**, que permitem o acesso do internauta às informações relativas aos seus projetos e atividades.
- **sites de busca**, que, por meio de expressões ou de palavras-chave, permitem que o internauta localize a informação desejada na Internet.

Acesso em: 17 abr. 2005.

<b>Sites educacionais e/ou de referência</b>	
• <b>AllChem Web</b>	<a href="http://allchemistry.iq.usp.br">http://allchemistry.iq.usp.br</a> Sistema informático interativo especializado em Química e ciências afins. A AllChemistry cumpre as funções de revista eletrônica, banco de dados, catálogo de anúncios e classificados, correio eletrônico e fórum para grupos de discussão.
• <b>Alô Escola! – TV Cultura</b>	<a href="http://www.tvcultura.com.br/aloescola/">http://www.tvcultura.com.br/aloescola/</a> TV Cultura –A TV CULTURA exhibe recursos educativos para professores e estudantes.
• <b>Atividades experimentais</b>	<a href="http://nautilus.fis.uc.pt/softc/programas/Welcome.html">http://nautilus.fis.uc.pt/softc/programas/Welcome.html</a> Este site português traz alguns programas interessantes para downloads gratuitos nas áreas de Química, Física, Matemática e sistemas multidisciplinares.
• <b>Bússola Escolar</b>	<a href="http://www.bussolaescolar.com.br">http://www.bussolaescolar.com.br</a> Facilita a vida de estudantes e professores ou mesmo de quem quer se manter atualizado. A indexação de assuntos é uma das melhores do gênero.
• <b>ChemKeys</b>	<a href="http://www.chemkeys.com/bra/index.htm">http://www.chemkeys.com/bra/index.htm</a> Este site contém materiais didáticos e textos de referência para o ensino da Química e ciências afins.
• <b>Escola do Futuro</b>	<a href="http://www.futuro.usp.br/">http://www.futuro.usp.br/</a> Laboratório interdisciplinar que investiga como as novas tecnologias de comunicação podem melhorar o aprendizado em todos os níveis de ensino.
• <b>Escolanet</b>	<a href="http://www.escolanet.com.br">http://www.escolanet.com.br</a> Site organizacional que possui material de apoio a pesquisas e trabalhos escolares.
• <b>Estação Ciência da Universidade de São Paulo</b>	<a href="http://www.eciencia.usp.br/site_2005/default.html">http://www.eciencia.usp.br/site_2005/default.html</a> Centro de Difusão Científica, Tecnológica e Cultural da Pró-Reitoria de Cultura e Extensão Universitária da USP.
• <b>Grupo de Pesquisa em Educação Química (GEPEQ) do Instituto de Química da Universidade de São Paulo</b>	<a href="http://gepeq.iq.usp.br/">http://gepeq.iq.usp.br/</a> O site disponibiliza atividades para professores e alunos, oferece material de apoio para pesquisas em livros, revistas, vídeos, associações e na Internet, cursos de formação continuada para professores de Química do Ensino Médio e questões atualizadas e interativas para testar e aprofundar seus conhecimentos.
• <b>International Union of Pure and Applied Chemistry (IUPAC)</b>	<a href="http://www.iupac.org/">http://www.iupac.org/</a> Site oficial da IUPAC.

• **Ministério da Educação e Cultura (MEC)** <http://www.mec.gov.br>

• **Sociedade Brasileira de Química (SBQ)** <http://www.s bq.org.br/>  
Site oficial da SBQ.

• **Tabela Periódica** <http://www.cdcc.sc.usp.br/química/tabelaperiodica/tabelaperiodica1.htm>

### Sites sobre Ciência e Tecnologia

• **American Chemical Society Environmental Science & Technology Hot Articles (em inglês)** <http://pubs.acs.org/hotartcl/est/est.html>  
Página da ACS (American Chemical Society) divisão de publicações — jornais/revistas.

• **Centro Brasileiro de Pesquisas Físicas** <http://www.cbpf.br>  
Centro Brasileiro de Pesquisas Físicas (CBPF) é um dos institutos de pesquisa do Ministério da Ciência e Tecnologia (MCT) tendo como objetivo a investigação científica básica e o desenvolvimento de atividades acadêmicas de pós-graduação em física teórica e experimental.

• **Centro de Estudos do Mar da Universidade Federal do Paraná** <http://www.cem.ufpr.br/index.html>  
O Centro de Estudos do Mar é uma unidade de pesquisa do setor de Ciências da Terra da Universidade Federal do Paraná. As principais áreas de atuação científica da instituição têm sido a biologia marinha e a oceanografia biológica, com ênfase no estudo da composição, estrutura e funcionamento de ecossistemas estuários e de plataforma, no cultivo econômico e ecológico de organismos aquáticos e no programa antártico brasileiro.

• **Ciência Hoje on-line** <http://www2.uol.com.br/cienciahoje/>  
Canal entre a comunidade científica e a sociedade brasileira por meio de artigos.

• **Espaço do estudante — Associação Brasileira da Indústria Química (ABIQUIM)** <http://www.abiquim.org.br/>  
Espaço destinado ao estudante no site da ABIQUIM.

• **Laboratório de Energia Solar (LABSOLAR)** <http://www.labsolar.ufsc.br>  
O Laboratório de Energia Solar do Departamento de Engenharia Mecânica da Universidade Federal de Santa Catarina é considerado uma referência nacional na área de solarimetria e é conceituado nacional e internacionalmente na pesquisa de modelos de estimativa da irradiação solar.

• **Ministério da Ciência e Tecnologia (MCT)** <http://www.mct.gov.br/>

• **QMCWEB — A página da Química** <http://www.qmc.ufsc.br/qmcweb/index.html>  
Revista eletrônica do Departamento de Química da Universidade Federal de Santa Catarina.

• **Química Nova** [http://www.scielo.br/scielo.php?script=sci\\_serial&lng\\_pt/pid\\_0100\\_4042/nrm-iso](http://www.scielo.br/scielo.php?script=sci_serial&lng_pt/pid_0100_4042/nrm-iso)  
Química Nova é o órgão de divulgação bimestral da Sociedade Brasileira de Química (SBQ). O site contém artigos com resultados originais de pesquisa, trabalhos de revisão, divulgação de novos métodos e técnicas, educação e assuntos gerais na área de química.

• **Revista Eletrônica de Ciências do Centro de Divulgação Científica e Cultural (CDCC), São Carlos, USP** <http://www.cdcc.sc.usp.br/ciencia/index.html>  
Apresenta artigos por temas.

• **Sociedade Brasileira para o Progresso da Ciência (SBPC)** <http://www.sbpnet.org.br/sbpc.html>  
A SBPC é uma entidade voltada principalmente para a defesa do avanço científico e tecnológico, e do desenvolvimento educacional e cultural do Brasil

### Sites sobre Ecologia

• **Compromisso Empresarial para Reciclagem (Cempre)** <http://www.cempre.org.br/>  
O Cempre é uma associação sem fins lucrativos dedicada à promoção da reciclagem dentro do conceito de gerenciamento integrado do lixo.

• <b>Greenpeace — Brasil</b>	<a href="http://www.greenpeace.org.br">http://www.greenpeace.org.br</a> Entidade sem fins lucrativos que atua internacionalmente. Contém assuntos relacionados ao meio ambiente.
• <b>Ministério do Meio Ambiente (MMA)</b>	<a href="http://www.mma.gov.br/">http://www.mma.gov.br/</a>
• <b>Portal SOS Mata Atlântica</b>	<a href="http://www.sosmatatlantica.org.br">http://www.sosmatatlantica.org.br</a> Traz vários artigos relacionados ao meio ambiente, proteção ambiental, ações, etc.
• <b>Recicloteca — Centro de Informações sobre Reciclagem e Meio Ambiente</b>	<a href="http://www.recicloteca.org.br">http://www.recicloteca.org.br</a>
• <b>Site da Empresa Brasileira de Pesquisa Agropecuária (Embrapa) Meio Ambiente</b>	<a href="http://www.cnpma.embrapa.br/index.php3">http://www.cnpma.embrapa.br/index.php3</a> Divulga os resultados das pesquisas sobre agricultura e meio ambiente desenvolvidas pela Embrapa Meio Ambiente.

### Sites de museus, de bibliotecas ou de fontes de dados

• <b>Agência Nacional de Energia Elétrica (ANEEL) do Ministério de Minas e Energia</b>	<a href="http://www.aneel.gov.br/">http://www.aneel.gov.br/</a> Contém base de dados catalográficos, artigos de periódicos (jornais e revistas), atos legislativos, livros e materiais especiais (CD's, fitas cassetes de áudio e vídeo e mapas) sobre assuntos relacionados à energia elétrica e recursos hídricos.
• <b>Base de Dados Tropicais</b>	<a href="http://www.bdt.org.br">http://www.bdt.org.br</a>
<b>Biblioteca Virtual de Educação (BVE)</b>	<a href="http://www.bve.cibec.inep.gov.br/">http://www.bve.cibec.inep.gov.br/</a> Ferramenta de pesquisa de sites educacionais, do Brasil e do exterior, voltada a um público diversificado, como pesquisadores, estudiosos, professores, universitários, pós-graduandos e alunos de todas as séries escolares.
• <b>Informação e Comunicação para a Ciência e Tecnologia</b>	<a href="http://www.prossiga.br/">http://www.prossiga.br/</a> Oferece serviços de informação na Internet (bases de dados, bibliotecas virtuais, escolas virtuais, etc.) voltados para as áreas prioritárias do Ministério da Ciência e Tecnologia.
• <b>Museu de Ciências e Tecnologia da PUC-RS</b>	<a href="http://www.mct.pucrs.br/">http://www.mct.pucrs.br/</a>
• <b>Museu de Geociências, Instituto de Geociências, USP</b>	<a href="http://www.igc.usp.br/museu/home.php">http://www.igc.usp.br/museu/home.php</a>
• <b>Museu de Minerais e Rochas "Heinz Ebert", Universidade Estadual Paulista: UNESP</b>	<a href="http://ns.rc.unesp.br/museudpm/">http://ns.rc.unesp.br/museudpm/</a>
• <b>Museu Virtual (de Geologia) de Maricá (Rio de Janeiro)</b>	<a href="http://www.marica.com.br/museu/geologia.htm">http://www.marica.com.br/museu/geologia.htm</a>

### Sites de empresas ou de fundações

• <b>Companhia de Tecnologia de Saneamento Ambiental (Cetesb)</b>	<a href="http://www.cetesb.sp.gov.br/">http://www.cetesb.sp.gov.br/</a> Site da agência do Governo do Estado de São Paulo responsável pelo controle, fiscalização, monitoramento e licenciamento de atividades geradoras de poluição, com a preocupação fundamental de preservar e recuperar a qualidade das águas, do ar e do solo.
• <b>FIOCRUZ</b>	<a href="http://www.fiocruz.br">http://www.fiocruz.br</a> A Fundação Oswaldo Cruz (FIOCRUZ), vinculada ao Ministério da Saúde do Brasil, desenvolve ações na área da ciência e tecnologia em saúde, incluindo atividades de pesquisa básica e aplicada, ensino, assistência hospitalar e ambulatorial de referência, formulação de estratégias de saúde pública, informação e difusão, formação de recursos humanos, produção de vacinas, medicamentos, kits de diagnósticos e reagentes, controle de qualidade e desenvolvimento de tecnologias para a saúde.
• <b>Petrobras</b>	<a href="http://www2.petrobras.com.br/portugues/index.asp">http://www2.petrobras.com.br/portugues/index.asp</a> Site da Companhia de Petróleo Brasileiro S.A. (PETROBRAS)

### Sites de busca

• <b>Cadê</b>	<a href="http://www.cade.com.br">http://www.cade.com.br</a>
• <b>Google</b>	<a href="http://www.google.com.br">http://www.google.com.br</a>



# Parte II – O volume 1: a Química Geral

## 8 Conteúdos e objetivos específicos dos capítulos

### Capítulo 1 – Primeira visão da Química

Conteúdos	Objetivos específicos
<ol style="list-style-type: none"><li>1. Observando a natureza</li><li>2. As transformações da matéria</li><li>3. A energia que acompanha as transformações da matéria</li><li>4. Conceito de Química</li><li>5. A Química em nosso cotidiano</li></ol>	<p>Ao final do capítulo, o aluno deve estar preparado para:</p> <ul style="list-style-type: none"><li>• perceber que a Química está sempre presente em seu dia-a-dia;</li><li>• entender que a Química é uma ciência que estuda os materiais e os processos pelos quais eles são retirados da natureza e/ou são obtidos pelos seres humanos;</li><li>• perceber que a energia sempre acompanha as transformações materiais;</li><li>• compreender que a energia não pode ser criada, mas sim transformada.</li></ul>

### Capítulo 2 – Conhecendo a matéria e suas transformações

Conteúdos	Objetivos específicos
<ol style="list-style-type: none"><li>1. Matéria</li><li>2. Sistemas homogêneo e heterogêneo</li><li>3. Fase e componente</li><li>4. Misturas homogênea e heterogênea</li><li>5. Substância pura (ou espécie química)</li><li>6. Transformações da matéria</li><li>7. Pontos de fusão e de ebulição</li><li>8. A observação e o método científico</li><li>9. Unidades de medida</li><li>10. Densidade</li><li>11. A importância dos gráficos no dia-a-dia</li><li>12. As constantes físicas das substâncias puras</li><li>13. Processos de separação de misturas<ul style="list-style-type: none"><li>• Filtração</li><li>• Decantação</li><li>• Destilação simples</li><li>• Destilação fracionada</li><li>• Cristalização</li></ul></li><li>14. Outros processos de desdobramento de misturas</li><li>15. Aprendendo mais sobre o laboratório de Química</li><li>16. A segurança nos laboratórios de Química</li></ol>	<p>Ao final do capítulo, o aluno deve estar preparado para:</p> <ul style="list-style-type: none"><li>• notar a maior ou a menor uniformidade que existe nos materiais que ele vê diariamente;</li><li>• perceber a relatividade que existe nos conceitos de homogêneo e heterogêneo, já que eles dependem do instrumento (lente, microscópio, etc.) utilizado na observação;</li><li>• entender a importância do conceito de fase para se caracterizar o sistema em estudo;</li><li>• constatar quando há uma mistura;</li><li>• diferenciar os estados físicos da matéria;</li><li>• identificar as mudanças de estado físico da matéria;</li><li>• perceber e classificar fenômenos químicos e físicos presentes em seu dia-a-dia;</li><li>• notar que o principal “laboratório” especializado em transformações é a própria natureza;</li><li>• diferenciar uma substância pura de uma mistura, caracterizando-a por meio de suas propriedades físicas;</li><li>• entender os conceitos de densidade e temperaturas de fusão e ebulição;</li><li>• interpretar e construir gráficos de aquecimento e resfriamento de uma substância;</li><li>• calcular densidade;</li><li>• interpretar e construir gráficos de densidade;</li><li>• identificar os equipamentos mais comuns em um laboratório químico;</li><li>• perceber a importância das regras de segurança em um laboratório químico;</li><li>• compreender como separar os componentes constituintes de uma mistura;</li><li>• realizar processos de separação de misturas.</li></ul>

### Capítulo 3 – Explicando a matéria e suas transformações

Conteúdos	Objetivos específicos
<ol style="list-style-type: none"><li>1. O conhecimento e o progresso</li><li>2. A evolução da Ciência Química</li><li>3. A teoria atômica de Dalton</li><li>4. O aspecto microscópico da matéria</li><li>5. Elementos químicos e seus símbolos</li><li>6. Substâncias simples e composta</li><li>7. O aspecto microscópico das misturas</li><li>8. O aspecto microscópico das transformações materiais</li><li>9. As propriedades das substâncias</li><li>10. Explicando as variações de energia que acompanham as transformações materiais</li><li>11. Segunda visão da Química</li><li>12. Como ocorre a evolução da Ciência</li></ol>	<p>Ao final do capítulo, o aluno deve estar preparado para:</p> <ul style="list-style-type: none"><li>• perceber que a Ciência está em constante evolução;</li><li>• entender os passos da metodologia científica;</li><li>• entender a importância de um modelo em Ciência;</li><li>• compreender o aspecto microscópico da matéria;</li><li>• conceituar elementos químicos e simbologia química;</li><li>• conceituar átomo e molécula ou aglomerado iônico;</li><li>• entender os conceitos de substâncias simples e composta sob o aspecto microscópico;</li><li>• classificar misturas, considerando o aspecto microscópico;</li><li>• identificar e diferenciar os estados físicos da matéria microscopicamente;</li><li>• perceber os fenômenos de absorção e liberação de energia em uma transformação.</li></ul>

## Capítulo 4 – A evolução dos modelos atômicos

Conteúdos	Objetivos específicos
<ol style="list-style-type: none"><li>1. O modelo atômico de Thomson</li><li>2. A descoberta da radioatividade</li><li>3. O modelo atômico de Rutherford</li><li>4. A identificação dos átomos: número atômico (<math>Z</math>), número de massa (<math>A</math>) e número de nêutrons (<math>N</math>)</li><li>5. O modelo atômico de Rutherford-Bohr</li><li>6. O modelo dos orbitais atômicos</li><li>7. Os estados energéticos dos elétrons</li><li>8. A distribuição eletrônica</li></ol>	<p>Ao final do capítulo, o aluno deve estar preparado para:</p> <ul style="list-style-type: none"><li>• entender o modelo de Thomson, admitindo a divisibilidade do átomo e reconhecendo a natureza elétrica da matéria;</li><li>• perceber como as pesquisas científicas se entrelaçam, tendo como conseqüências novas teorias e modelos;</li><li>• entender o modelo de Rutherford;</li><li>• identificar um elemento químico por meio do número atômico;</li><li>• caracterizar um átomo por meio do número atômico (<math>Z</math>), do número de massa (<math>A</math>) e do número de nêutrons (<math>N</math>);</li><li>• interpretar e escrever a notação geral de um átomo (símbolo, <math>A</math> e <math>Z</math>);</li><li>• reconhecer semelhanças entre átomos (isótopos, isóbaros e isótonos), tendo como base os conceitos de <math>A</math>, <math>Z</math> e <math>N</math>;</li><li>• perceber a diferença na estrutura de um átomo e seu íon;</li><li>• entender o modelo atômico de Rutherford-Bohr, relacionando matéria e energia;</li><li>• perceber que novas observações e novas idéias produzem um outro modelo para o átomo, que, por sua vez, explicará melhor os fenômenos da natureza (níveis e subníveis de energia explicam melhor o aparecimento dos espectros descontínuos);</li><li>• representar, simbolicamente, o elétron em um átomo;</li><li>• distribuir os elétrons dos átomos e dos íons de um determinado elemento químico por camadas e pelo diagrama de Linus Pauling;</li><li>• interpretar uma dada configuração eletrônica.</li></ul>

## Capítulo 5 – A classificação periódica dos elementos

Conteúdos	Objetivos específicos
<ol style="list-style-type: none"><li>1. Histórico da Tabela Periódica</li><li>2. A Classificação Periódica moderna</li><li>3. Configurações eletrônicas dos elementos ao longo da Classificação Periódica</li><li>4. Propriedades periódicas (raio atômico, volume atômico, densidade absoluta, pontos de fusão e ebulição, potencial de ionização, afinidade eletrônica) e aperiódicas (número de massa e calor específico) dos elementos químicos</li></ol>	<p>Ao final do capítulo, o aluno deve estar preparado para:</p> <ul style="list-style-type: none"><li>• entender a importância da reunião e da análise dos dados científicos que levaram à determinação das propriedades químicas dos elementos, o que possibilitou a organização desses elementos em uma seqüência lógica;</li><li>• perceber como os elementos estão organizados na Tabela Periódica atual;</li><li>• notar e relacionar a variação da configuração eletrônica dos elementos ao longo da Tabela Periódica;</li><li>• identificar grupo (ou família) e período na Tabela Periódica;</li><li>• diferenciar propriedades periódicas e aperiódicas;</li><li>• definir e comparar o comportamento dos elementos por meio das propriedades periódicas.</li></ul>

## Capítulo 6 – As ligações químicas

Conteúdos	Objetivos específicos
<ol style="list-style-type: none"><li>1. Regra do octeto</li><li>2. Ligação iônica</li><li>3. Fórmula eletrônica ou notação de Lewis</li><li>4. Raio iônico</li><li>5. Ligação covalente</li><li>6. Fórmula estrutural</li><li>7. Fórmula molecular</li><li>8. Compostos moleculares e iônicos</li><li>9. Exceções à regra do octeto</li><li>10. Ligação metálica e propriedades dos metais</li></ol>	<p>Ao final do capítulo, o aluno deve estar preparado para:</p> <ul style="list-style-type: none"><li>• entender o que é uma ligação química;</li><li>• entender, diferenciar e caracterizar as ligações iônica, covalente e metálica;</li><li>• prever o tipo de ligação que ocorrerá entre determinados elementos químicos;</li><li>• representar as ligações iônicas e covalentes pela notação de Lewis;</li><li>• representar as ligações covalentes pelas fórmulas estrutural e molecular;</li><li>• diferenciar e caracterizar compostos iônicos de compostos moleculares;</li><li>• interpretar as propriedades dos metais como conseqüência da ligação metálica.</li></ul>

## Capítulo 7 – A geometria molecular

Conteúdos	Objetivos específicos
<ol style="list-style-type: none"><li>1. A estrutura espacial das moléculas</li><li>2. Eletronegatividade</li><li>3. Polaridade das ligações</li><li>4. Polaridade das moléculas</li><li>5. Oxidação e redução</li><li>6. Forças intermoleculares (dipolo-dipolo, ligações de hidrogênio, dipolo induzido)</li></ol>	<p>Ao final do capítulo, o aluno deve estar preparado para:</p> <ul style="list-style-type: none"><li>• perceber a disposição espacial das moléculas;</li><li>• aplicar o conceito de eletronegatividade em ligações químicas;</li><li>• interpretar a polaridade da molécula como uma associação entre a geometria molecular e a polaridade da ligação;</li><li>• prever o tipo de interação existente entre as moléculas por meio da polaridade delas;</li><li>• relacionar as propriedades das substâncias com o tipo de interação existente entre as partículas formadoras dessas substâncias;</li><li>• interpretar gráficos e tabelas de propriedades das substâncias;</li><li>• entender o que é número de oxidação;</li><li>• definir e identificar o que é oxidação e redução – partindo do conceito de ligação química –, assim como agente redutor e oxidante;</li><li>• calcular o número de oxidação de um elemento em uma espécie química.</li></ul>

## Capítulo 8 – Ácidos, bases e sais inorgânicos

Conteúdos	Objetivos específicos
<ol style="list-style-type: none"><li>1. Funções químicas inorgânicas</li><li>2. Eletrólitos</li><li>3. Dissociação e ionização</li><li>4. Grau de dissociação e de ionização</li><li>5. Ácidos</li><li>6. Bases</li><li>7. Indicadores químicos e escala de pH</li><li>8. Reação de neutralização total e parcial</li><li>9. Sais</li></ol>	<p>Ao final do capítulo, o aluno deve estar preparado para:</p> <ul style="list-style-type: none"><li>• entender a necessidade em classificar substâncias com propriedades funcionais semelhantes e reuni-las em grupos ou famílias;</li><li>• definir eletrólito e classificá-lo como forte ou fraco, por meio do grau de dissociação (ou ionização);</li><li>• identificar, formular e nomear um ácido;</li><li>• compreender a importância de alguns ácidos em nosso dia-a-dia;</li><li>• identificar, formular e nomear uma base;</li><li>• compreender a importância de algumas bases em nosso dia-a-dia;</li><li>• comparar e diferenciar as propriedades dos ácidos e das bases;</li><li>• medir e interpretar o caráter ácido e básico mediante alterações de cores de alguns indicadores químicos e de escalas de pH;</li><li>• identificar e diferenciar uma reação de neutralização total e parcial;</li><li>• equacionar neutralização total e parcial;</li><li>• identificar, formular e nomear um sal;</li><li>• compreender a importância de alguns sais em nosso dia-a-dia.</li></ul>

## Capítulo 9 – Óxidos inorgânicos

Conteúdos	Objetivos específicos
<ol style="list-style-type: none"><li>1. Óxidos</li><li>2. As funções inorgânicas e a Classificação Periódica</li></ol>	<p>Ao final do capítulo, o aluno deve estar preparado para:</p> <ul style="list-style-type: none"><li>• identificar, formular e nomear um óxido;</li><li>• compreender a importância de alguns óxidos em nosso dia-a-dia;</li><li>• relacionar as semelhanças dos elementos situados em um mesmo grupo da Tabela Periódica com as propriedades químicas que possuem.</li></ul>

## Capítulo 10 – As reações químicas

Conteúdos	Objetivos específicos
<ol style="list-style-type: none"><li>1. Equação química</li><li>2. Balanceamento das equações químicas</li><li>3. Classificação das reações químicas (síntese, decomposição, simples troca e dupla troca)</li><li>4. Condições para ocorrer uma reação química</li><li>5. Principais reações envolvendo as funções inorgânicas</li></ol>	<p>Ao final do capítulo, o aluno deve estar preparado para:</p> <ul style="list-style-type: none"><li>• entender que a linguagem das fórmulas e das equações é a maneira mais prática e lógica de representar os fenômenos químicos;</li><li>• compreender a importância do balanceamento das equações químicas do ponto de vista quantitativo;</li><li>• interpretar, escrever e balancear uma equação química;</li><li>• aplicar alguns critérios para classificar uma reação química;</li><li>• entender o que é necessário para que duas substâncias reajam quimicamente.</li></ul>

## Capítulo 11 – Massa atômica e massa molecular

Conteúdos	Objetivos específicos
<ol style="list-style-type: none"><li>1. Unidade de massa atômica (u)</li><li>2. Massa atômica</li><li>3. Massa molecular</li><li>4. Conceito de mol</li><li>5. Massa molar (M)</li></ol>	<p>Ao final do capítulo, o aluno deve estar preparado para:</p> <ul style="list-style-type: none"><li>• perceber a necessidade de escolher um padrão e de utilizar uma unidade compatível com a grandeza a ser medida para pesar átomos e moléculas;</li><li>• definir, diferenciar e aplicar os conceitos de unidade de massa atômica e massa molecular;</li><li>• entender o significado de mol e relacionar ao significado de massa molar;</li><li>• efetuar cálculos envolvendo massas atômicas, massas moleculares, mol e massas molares.</li></ul>

## Capítulo 12 – Estudos dos gases

Conteúdos	Objetivos específicos
<ol style="list-style-type: none"><li>1. Características do estado gasoso</li><li>2. Volume dos gases</li><li>3. Pressão dos gases</li><li>4. Temperatura dos gases</li><li>5. As leis físicas dos gases (lei de Boyle-Mariotte, lei de Gay-Lussac, lei de Charles)</li><li>6. Equação geral dos gases</li><li>7. Teoria cinética dos gases</li><li>8. Gás perfeito e gás real</li><li>9. Leis volumétricas das reações químicas (lei de Gay-Lussac, lei de Avogadro)</li><li>10. Volume molar</li><li>11. Equação de Clapeyron</li><li>12. Misturas gasosas</li><li>13. Densidade dos gases</li><li>14. Difusão e efusão dos gases</li></ol>	<p>Ao final do capítulo, o aluno deve estar preparado para:</p> <ul style="list-style-type: none"><li>• caracterizar o estado gasoso e considerar suas grandezas fundamentais: volume, pressão e temperatura;</li><li>• perceber a influência da pressão e da temperatura no volume de um gás;</li><li>• identificar as unidades utilizadas para expressar volume, pressão e temperatura de um gás;</li><li>• transformar unidades de pressão;</li><li>• transformar unidades de volume;</li><li>• transformar unidades de temperatura;</li><li>• entender, interpretar e aplicar as leis físicas experimentais nas transformações gasosas em exercícios, fórmulas e interpretação de gráficos;</li><li>• associar as leis físicas dos gases à equação geral dos gases;</li><li>• caracterizar as condições normais de temperatura e pressão;</li><li>• entender a estrutura interna dos gases por meio da teoria cinética dos gases;</li><li>• definir e diferenciar gás ideal (ou perfeito) de gás real;</li><li>• entender a diferença entre leis físicas e leis volumétricas;</li><li>• perceber que as leis volumétricas complementam as leis ponderais das reações;</li><li>• aplicar as leis volumétricas na resolução de exercícios;</li><li>• entender o significado de volume molar;</li><li>• aplicar a equação geral dos gases na resolução de problemas;</li><li>• compreender o comportamento dos gases em uma mistura gasosa;</li><li>• estabelecer relações entre os gases iniciais e a mistura gasosa final;</li><li>• entender o significado de pressão total e parcial em uma mistura gasosa, relacionando-as e aplicando esse conhecimento na resolução de problemas;</li><li>• entender o significado de volume total e parcial em uma mistura gasosa, relacionando-os e aplicando esse conhecimento na resolução de problemas;</li><li>• entender o significado de massa molecular aparente de uma mistura gasosa;</li><li>• definir e diferenciar densidade absoluta e densidade relativa de um gás, aplicando os conceitos na resolução de exercícios;</li><li>• entender difusão e efusão gasosa tomando como base o estudo da teoria cinética dos gases.</li></ul>

## Capítulo 13 – Cálculo de fórmulas

Conteúdos	Objetivos específicos
<ol style="list-style-type: none"><li>1. As fórmulas na Química</li><li>2. Cálculo da fórmula centesimal</li><li>3. Cálculo da fórmula mínima</li><li>4. Cálculo da fórmula molecular</li></ol>	<p>Ao final do capítulo, o aluno deve estar preparado para:</p> <ul style="list-style-type: none"><li>• perceber a importância do uso de fórmulas para facilitar a escrita química;</li><li>• entender o significado de fórmula centesimal e aplicar esse conhecimento na determinação da composição porcentual, em massa, dos elementos formadores de determinada substância;</li><li>• entender o significado de fórmula mínima e aplicar esse conhecimento na determinação da proporção, em número de átomos, dos elementos formadores de determinada substância;</li><li>• entender o significado de fórmula molecular e aplicar esse conhecimento na determinação dos elementos e do número exato de cada átomo dos elementos formadores de determinada substância;</li><li>• associar, por meio de cálculos, as fórmulas percentual, mínima e molecular.</li></ul>

## Capítulo 14 – Cálculo estequiométrico

Conteúdos	Objetivos específicos
<ol style="list-style-type: none"><li>1. Cálculo estequiométrico</li><li>2. Casos gerais de cálculo estequiométrico</li><li>3. Casos particulares de cálculo estequiométrico (reações consecutivas, reagente em excesso e limitante, pureza de um reagente, rendimento de uma reação e quando os reagentes são misturas)</li></ol>	<p>Ao final do capítulo, o aluno deve estar preparado para:</p> <ul style="list-style-type: none"><li>• notar a importância no cálculo das substâncias químicas que são utilizadas ou produzidas nas reações e definir esse cálculo como cálculo estequiométrico;</li><li>• perceber que, ao se fazer uma reação em ambiente aberto, o oxigênio presente no ar é, em vários casos, um dos reagentes;</li><li>• aplicar o cálculo estequiométrico na resolução de problemas envolvendo quantidade de reagentes e/ou produtos participantes de uma reação química.</li></ul>

## 9 Comentários sobre capítulos, exercícios e atividades práticas/pesquisa

### Capítulo 1 Primeira visão da Química

Neste capítulo estaremos apresentando, aos alunos, os assuntos fundamentais estudados pela Química (matéria, transformações e energia). Por meio de uma linguagem não-técnica, procuramos mostrar que a evolução da humanidade ocorreu graças ao melhor aproveitamento e ao desenvolvimento das técnicas de transformação dos recursos disponíveis na natureza.

#### 1. Observando a natureza (página 2)

Um dos objetivos da Química é estudar os materiais que são retirados da Natureza e/ou os que são obtidos pelas transformações feitas pelo ser humano. É interessante, pois, apresentar alguns **materiais naturais**, como, por exemplo, um *kit* de minérios comprado em lojas de *souvenirs* de pedras brasileiras.

#### 2. As transformações da matéria (página 3)

Como decorrência do item anterior, é interessante ainda mostrar, aos alunos, alguns dos produtos resultantes das transformações dos minérios citados acima, como, por exemplo, alguns metais ou ligas metálicas (ferro, cobre, alumínio, etc.), ou ainda alguns produtos manufaturados com esses metais.

Se possível, o professor poderá também enriquecer as aulas iniciais com a análise de rótulos e bulas de alimentos, medicamentos, materiais de limpeza, etc., chamando a atenção dos alunos para as diferentes composições dos produtos criados pelas indústrias química e farmacêutica modernas.

Havendo condições, os alunos poderão ainda pesquisar (em enciclopédias ou na Internet, por exemplo) assuntos sobre adubos agrícolas, agrotóxicos, aditivos alimentares, tintas e vernizes, fibras têxteis, produção do vidro, história da penicilina, etc. Melhor ainda seria agendar uma visita a uma indústria química.

### 3. A energia que acompanha as transformações da matéria (página 5)

Outro assunto importante nos dias atuais é a energia, que sempre acompanha as reações químicas. A pesquisa sobre a história das invenções — como o telégrafo, o telefone, o rádio, a televisão, etc. — pode mostrar a enorme transformação provocada pela energia elétrica na vida da humanidade. A história do automóvel, por outro lado, pode servir para ilustrar a evolução dos combustíveis; e assim por diante.

Outra idéia importante a ser mostrada neste item é a de que não podemos criar a energia, mas apenas transformar um tipo de energia em outro. Neste caso é interessante mostrar os cortes longitudinais de uma pilha nova e de uma velha para notar as principais diferenças e também que o professor explique as transformações energéticas envolvidas para a obtenção da energia elétrica em uma usina hidroelétrica, em uma usina eólica e em uma usina nuclear, por exemplo.

#### Atividades práticas — pesquisa (página 8)

- 1<sup>a</sup> **Materiais de limpeza**, como detergentes, hipoclorito de sódio, amoníaco, etc.; **sal iodado** (com NaI junto ao cloreto de sódio); **leite em pó** (com vitaminas, sais minerais, etc.); **refrigerantes** (com sabores artificiais de limão, laranja, uva, etc.); **adoçantes** (com sacarina, aspartame, etc.). Se o professor julgar oportuno, poderá explicar com esses exemplos que ninguém (nem mesmo o professor) tem a obrigação de saber de cor as fórmulas dessas substâncias, pois existem milhões delas e suas fórmulas podem ser encontradas em dicionários especializados de Química.
- 2<sup>a</sup> O preço da gasolina depende de sua qualidade, ou seja, de seu rendimento no motor do automóvel. E esse rendimento, por sua vez, é decorrente da composição química da gasolina. Lembre-se, por exemplo, de que, na Fórmula 1, as equipes freqüentemente fazem segredo acerca da composição da gasolina.
- 3<sup>a</sup> Rádios, televisores, computadores, telefones celulares, fornos de microondas, relógios a pilha, etc.
- 4<sup>a</sup> Em alguns cremes dentais, encontramos lauril-sulfato de sódio, carbonato de cálcio e essência aromática, entre outros produtos como o fluoreto de sódio. Atividade análoga pode ser feita com cremes de barbear, hidratantes para a pele, etc.
- 5<sup>a</sup> Para provar que o ar ou qualquer outro gás tem massa, é indispensável ter uma balança de relativa precisão e um recipiente para conter o gás em estudo. Uma tentativa poderá ser feita com uma câmara-de-ar de bicicleta ou de automóvel. Medimos a sua massa inicialmente vazia (murcha) e, a seguir, o mais cheia de ar possível. Se a balança falhar, explique a importância de se ter aparelhos sensíveis e precisos nas pesquisas científicas.

#### Propostas de atividades

Agendar visita a uma indústria química.

Ler os rótulos de alimentos, produtos de limpeza e de higiene e anotar os conteúdos, ou ingredientes, contidos neles e refletir sobre determinados anúncios na mídia que dizem que determinado produto é “sem química”.

Pode-se discutir alguns tópicos relacionados à importância da energia em nosso dia-a-dia, como a relação entre países economicamente desenvolvidos e o uso de energia, por meio da figura encontrada no seguinte *site*: <[http://spidr.ngdc.noaa.gov/spidr/night\\_lights.html](http://spidr.ngdc.noaa.gov/spidr/night_lights.html)> A energia e “As luzes da noite no mundo”.

#### Acompanhamento e avaliação

Um trabalho em grupo para a produção de um cartaz intitulado “A Química em meu dia-a-dia”, em que a própria classe poderá eleger o cartaz ganhador com critérios estabelecidos pelo professor: imagens, textos, concordância com o tema.

Referências para a elaboração do trabalho:

- Química é vida – [http://www.abiquim.org.br/estudante/vida\\_frame.html](http://www.abiquim.org.br/estudante/vida_frame.html)
- Todo o dia com a Química – [http://www.abiquim.org.br/estudante/todo\\_frame.html](http://www.abiquim.org.br/estudante/todo_frame.html)
- A Química na sua casa – [http://www.abiquim.org.br/estudante/casa\\_frame.html](http://www.abiquim.org.br/estudante/casa_frame.html)
- Química na escola – [http://www.abiquim.org.br/estudante/saladeaula/web\\_br/saladeaula.htm](http://www.abiquim.org.br/estudante/saladeaula/web_br/saladeaula.htm)

### 1. Como a matéria se apresenta: homogênea? heterogênea? (página 12)

Neste item o aluno deve ser levado a notar:

- a maior ou menor uniformidade que existe nos materiais que ele vê diariamente;
- a relatividade que existe nos conceitos de homogêneo e heterogêneo, já que eles dependem do instrumento (lente, microscópio, etc.) utilizado na observação.

### 2. Fases de um sistema (página 12)

Neste item é muito importante não confundir as **fases** com os **componentes** do sistema.

### 3. Como a matéria se apresenta: pura? misturada? (página 13)

Neste caso, é fundamental salientar a importância de medidas com aparelhagem adequada, já que nossos sentidos falham.

#### Atividades práticas (página 14)

- 1ª Comente os fatores que afetam a dissolução: a quantidade de água, a agitação e o aquecimento. Deixe claro para o aluno que a água, o sal, a areia, o açúcar, as raspas de giz, a limalha de ferro e a tinta guache serão considerados como sendo constituídos, cada um deles, separadamente, por apenas um componente.

Aproveite para comentar os fatores que afetam a dissolução: a quantidade de água, a agitação e, em alguns casos, o aquecimento.

Na solução de sal e/ou açúcar, mostre que pode haver saturação quando pouca água é colocada.

Oriente o aluno na consecução de uma tabela em que ele deverá anotar os dados, como, por exemplo, as substâncias utilizadas (colocar nas linhas) e o número de componentes utilizados ou o número de fases observadas (colocar nas colunas).

#### Exercícios (página 15)

Aproveite para comentar que, excluindo-se a água, os demais líquidos comumente encontrados no cotidiano — álcool, acetona, gasolina, querosene, óleo diesel, etc. — quase sempre formam misturas homogêneas entre si (no futuro, os alunos aprenderão que se tratam de compostos orgânicos).

### 4. Transformações da água (página 15)

Junto ao diagrama de mudança de estado físico comente a necessidade de especificar os termos “ao nível do mar” e “água pura”. Generalizando, podemos dizer que é fundamental, na Ciência, o conhecimento de todos os fatores que podem afetar os resultados de um experimento.

Mostre também que é comum aparecerem exceções, na Natureza, como é o caso das **misturas eutéticas e azeotrópicas**.

#### Exercícios (página 18)

- 11) O trecho no qual a substância está **totalmente** líquida (e em processo de aquecimento) é o que vai, no gráfico, de 20 até 25 minutos. Portanto, temos 5 minutos em que a substância permanece no estado líquido.

**Alternativa d**

### 5. As observações e as experiências na ciência (página 20)

A essa altura é importante salientar que nossa vida está totalmente cercada de medições: com uma balança registra-se a massa de uma criança desde que nasce; com o “metro de balcão” confere-se o comprimento do tecido que compramos; com o hidrômetro mede-se o volume de água que consumimos em casa; com o higrômetro mede-se a umidade relativa do ar; com um termômetro mede-se a temperatura de um doente; etc.

Na ciência o número de grandezas a serem medidas é muito maior. Por exemplo, só no campo da Medicina temos uma infinidade de informações importantes que são obtidas por meio da medição: pressão arterial, pressão intra-ocular, dosagens de diversas substâncias no sangue, ritmo cardíaco, etc.

### Atividades práticas (página 26)

- 1ª Você pode utilizar uma colher para auxiliar a colocar e retirar o ovo de dentro do copo ou do frasco, pois o ovo não deve se quebrar.  
Na água, o ovo deve afundar; na solução saturada de sal, o ovo deve flutuar.  
Para fazer com que o ovo fique no meio da solução contida no copo, adicione cerca de uma colher (de sopa) de sal a cada 200 mL de água.  
É interessante lembrar que as pessoas flutuam melhor no mar do que na piscina (um exemplo extremo seria o Mar Morto, onde a concentração de sal na água é elevada).
- 2ª O óleo é o menos denso dos três materiais, seguido da água e, por último, do vinagre (o mais denso deles).

### Exercícios complementares (página 28)

- 36) Evidentemente, esta questão só será resolvida sabendo-se que a ordem crescente de densidades é:

$$d_{\text{óleo}} < d_{\text{gelo}} < d_{\text{água}} < d_{\text{alumínio}}$$

#### Alternativa c

- 37) Volume da maleta =  $20 \text{ dm}^3 = 20.000 \text{ cm}^3$

Massa do alumínio:

$$m = dV = 2,7 \times 20.000 = 54.000 \text{ g ou } 54 \text{ kg} < 70 \text{ kg (peso do adulto)}$$

Note que qualquer outro metal daria uma massa maior do que 70 kg.

#### Alternativa a

## 6. Substância pura (ou espécie química) (página 29)

É importante acentuar a necessidade das constantes físicas na caracterização de uma substância pura.

### Exercícios (página 30)

- 45) Na escala de Mohs cada mineral é tanto mais duro e pode riscar qualquer outro que o preceda na escala. Pelo contrário, o mineral é tanto mais mole e será riscado por todos os minerais que o seguem na escala.

No caso da questão, a única afirmativa **incorreta** é a de que o coríndon risca o diamante.

#### Alternativa b

## 8. Aprendendo mais sobre o laboratório de Química (página 37)

Estes dois itens representam uma excelente oportunidade para mostrar aos alunos os equipamentos mais comuns de um laboratório químico. Por mais que o livro apresente ilustrações, nada é mais importante para o aluno do que ver as coisas como elas são. Se o professor não dispuser de um laboratório para trabalhar com os alunos, deve procurar demonstrar — mesmo sabendo que simples demonstrações jamais serão tão eficazes quanto a prática — alguns processos simples de laboratório, tais como uma filtração simples, o uso do funil de decantação, a sublimação da naftalina, etc.

### Atividades práticas (página 40)

- 1ª Se o tempo estiver úmido, o experimento levará mais tempo.
- 2ª Pode-se utilizar chá de frutas coloridas ou erva-mate em lugar de chá preto.

### Exercícios complementares (página 42)

- 59) Pela filtração, separamos a areia. Pela decantação, separamos o querosene que flutua sobre a solução aquosa. Pela destilação, separamos, no final, o açúcar da água.

#### Alternativa d



### Desafio (página 45)

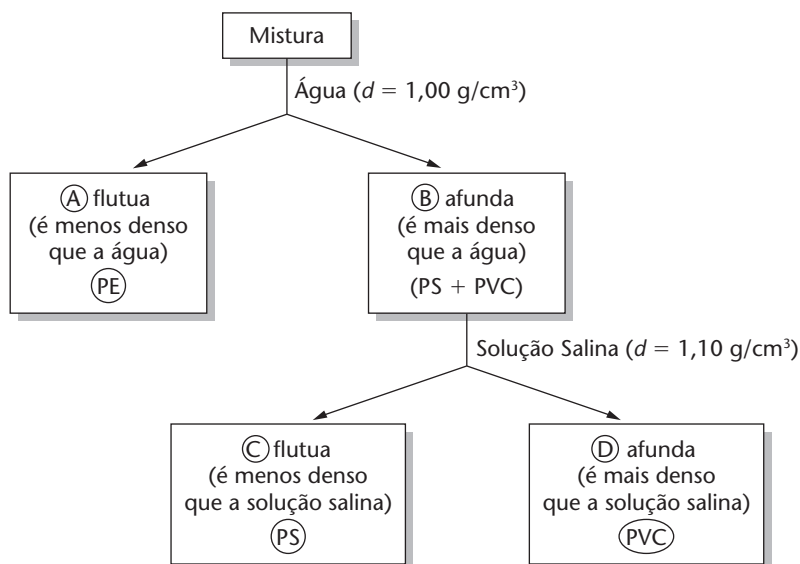
72) Considerando que a substância *A* é representada por uma reta, só podemos concluir que, até 130 °C (limite do gráfico apresentado), a substância *A* não terá sofrido nenhuma mudança de estado físico. Concluimos, porém, que a substância *C* não é pura, pois as temperaturas de fusão e ebulição não são constantes.

**Alternativa b**

75) Pela posição das três retas concluimos que *A* é o mais denso e *B* é menos denso que a água. Como *A* é insolúvel na água, ele formará a camada inferior. A camada superior será de *B* dissolvido em água (ambos menos densos que *A*).

**Alternativa a**

77)



**Alternativa a**

81) A **operação I** é uma filtração, e a **operação II** é uma destilação simples. Se o líquido *W* destila em uma faixa de temperatura (e não em um patamar), conclui-se que se trata de uma mistura — e que portanto possui, no mínimo, dois componentes. Logo, o sistema *S* tem, no mínimo, quatro componentes.

**Alternativa e**

### Proposta de atividade

Fazer uma lista dos processos de separação mais utilizados no Brasil e da importância desses processos em nosso dia-a-dia e na economia do país.

### Acompanhamento e avaliação

Utilizar um dos cartazes apresentados no capítulo anterior e pedir aos grupos que indiquem: os tipos de sistemas presentes no cartaz; os tipos de misturas presentes e os processos que poderiam ser utilizados para separar os componentes dessas misturas.

## Capítulo 3 Explicando a matéria e suas transformações

### 1. Vale a pena explicar (entender) os fatos do cotidiano (e da ciência)?

(página 49)

Neste ponto é importante que o aluno entenda como foi — e continua sendo — difícil a explicação dos fenômenos naturais. Para que as explicações aceitas hoje como válidas pudessem ser construídas, foram necessários séculos de longas discussões entre filósofos, religiosos e cientistas (incluindo várias condenações, na época da Inquisição).

Ocorreram, ainda, muitas **tentativas** e **erros** na busca de explicações.

Além disso, é importante que o aluno perceba que, com uma explicação correta e abrangente para um dado fenômeno, poderemos, até certo ponto, **prever** e **interferir** em seu andamento. Por exemplo:

- com o avanço da Medicina é possível, hoje, curar e controlar várias doenças e epidemias;
- o aumento do conhecimento dos fenômenos da atmosfera tem nos levado, por exemplo, a uma melhor previsão do tempo;
- pelo contrário, por não conhecermos de maneira tão detalhada os fatores que interferem na movimentação da crosta terrestre, não é possível fazer uma previsão de um terremoto.

Por fim, uma explicação razoável, em nossos dias, poderá ser alterada com o passar do tempo. Um bom exemplo é a teoria do *Big Bang*: até pouco tempo atrás, acreditava-se que todo o Universo teria resultado de uma grande explosão; atualmente, porém, já se acredita que teriam ocorrido várias explosões. E por quê? Porque foram vistas estrelas mais afastadas do que a frente de onda daquela suposta explosão única.

## 2. As tentativas de explicar a matéria e suas transformações (página 49)

Aqui apresentamos um breve relato — bastante resumido — da evolução histórica da Química. O aluno deve entender que, mesmo com explicações, atualmente consideradas incorretas, como a teoria dos quatro elementos (terra, água, fogo e ar), a aventura da humanidade em busca do conhecimento jamais parou. De fato, mesmo baseados em explicações pouco satisfatórias, os alquimistas, por exemplo, produziram novos materiais, novas aparelhagens e novas técnicas; a latroquímica desenvolveu muitos medicamentos; etc.

## 3. O nascimento da Química (página 50)

O professor deve aproveitar a oportunidade para mostrar aos alunos como a evolução da ciência ocorre — uma espécie de preparação para o item 12, intitulado **Como a ciência progride**. De fato, nos trabalhos de Lavoisier e Proust nota-se:

- a desconfiança de que “alguma coisa pouco visível” (no caso, os gases, ou mesmo o ar) pudesse estar entrando ou saindo do sistema em transformação, levando ao uso de **recipientes fechados** (é a observação **qualitativa** do fenômeno);
- o uso de medições cuidadosas, exigindo a utilização de balanças precisas para registrar as massas dos reagentes e dos produtos da transformação (é a observação **quantitativa** do fenômeno);
- a anotação e comparação dos resultados obtidos em muitos experimentos;
- a conclusão de que há uma regularidade nos fenômenos observados;
- a explicitação dessa regularidade em uma lei de aplicação bastante geral como, por exemplo, a lei de Lavoisier — **em um recipiente fechado, a massa total em seu interior não varia**, qualquer que seja a transformação que venha a ocorrer nesse espaço.

### Atividades práticas (página 52)

- 1ª Não deve haver diferença de massa. No entanto, uma balança de elevada precisão poderá acusar uma pequena diferença entre a massa inicial e a final. Um dos motivos é o fato de o ovo não ser um sistema perfeitamente fechado (a casca é porosa). É importante que considerações desse tipo venham a fazer parte da discussão do experimento. Afinal, na história da ciência, o conhecimento de fatos novos propiciou a formulação de melhores explicações das leis e das teorias.
- 2ª A massa não deve variar. O nível da água sobe no interior do béquer interno (e, consequentemente, desce no béquer externo). Isso ocorre porque a combustão da vela consome o oxigênio, reduzindo o volume do “ar” que está no interior do béquer interno.

## 4. A hipótese de Dalton (página 53)

Se o professor achar oportuno, poderá dizer que atualmente o átomo pode ser dividido. Isso acontece nos reatores nucleares, nos aceleradores de partículas e nas explosões de bombas atômicas. Tais fatos não eram conhecidos na época de Lavoisier, Proust e Dalton e, portanto, eles nem desconfiavam dessa possibilidade.

## Proposta de atividade

Antes de iniciar com a hipótese de Dalton, pegar várias caixas de filmes fotográficos ou caixas de fósforos vazias. É importante que sejam de mesmo tamanho e de mesma aparência. Colocar quantidades diferentes de *clips* ou pedrinhas ou bolinhas de gude em cada uma das caixas e fechar. Distribuir uma caixa para cada grupo. É importante que eles não abram as caixas. Peça que eles anotem as observações feitas e o provável formato do material que está dentro das caixas, assim como a quantidade. Proponha que façam um modelo do provável conteúdo das caixas.

## 7. Explicando a matéria — as misturas (página 58)

Os itens 5, 6 e 7 são, provavelmente, os mais importantes para uma boa compreensão da Química. Conseqüentemente, o professor deve certificar-se de que os alunos assimilaram bem os conceitos apresentados. Assim, é fundamental certificar-se de que os alunos entenderam as ligações existentes entre as idéias de:

- átomos, elementos químicos e os símbolos que os representam;
- moléculas (ou aglomerados iônicos), substâncias químicas e as fórmulas que as representam, destacando as diferenças estruturais entre substâncias simples e compostas.

Também é muito importante que os alunos compreendam a correlação existente entre as substâncias, suas composições e propriedades. E, por fim, entendam o que é uma mistura, do ponto de vista estrutural.

Pode-se também dizer que não existe substância 100% pura, sendo possível apenas chegar a um grau de pureza muito próximo dos 100%. Neste caso é interessante relacionar o grau de pureza com o custo da substância, ou seja, quanto maior o grau de pureza de uma substância, maior será o seu custo.

## Atividades práticas – pesquisa (página 59)

- 2ª O preço, ou a cotação, de vários metais pode ser encontrado, diariamente, por exemplo, no jornal *Gazeta Mercantil*, publicado em São Paulo.

## 8. Explicando as transformações materiais (página 61)

Após o aluno ter compreendido a estrutura da matéria, por meio dos conceitos de átomos, moléculas e íons, outro passo importante é entender as transformações materiais. Em particular, é fundamental a compreensão das diferenças entre as transformações físicas e as transformações químicas, o que se procura enfatizar nas perguntas:

- É fácil reconhecer uma transformação química? (página 62)
- Misturar ou reagir? (página 63)

## Atividades práticas (página 64)

- 1ª Nesse experimento, o aluno poderá observar que algumas reações são mais lentas e outras são mais rápidas.

## Exercícios e Exercícios complementares (página 65)

Exercícios deste tipo são comuns nos vestibulares, mas representam uma certa dificuldade para os alunos, por não saberem que fenômeno está realmente ocorrendo, em situações como: digestão dos alimentos, cozimento de um ovo, o amadurecimento de uma fruta, azedamento do leite, etc.

## 10. Explicando as variações de energia que acompanham as transformações materiais (página 66)

Neste tópico deve ser ressaltada a ocorrência de liberação ou de absorção de energia durante os fenômenos, sejam físicos ou químicos. Deve-se salientar também as primeiras idéias sobre as trocas de energia que ocorrem durante as transformações materiais.

## 11. Segunda visão da Química (página 66)

Agora que já foram apresentados os fenômenos químicos e suas explicações, pode-se, finalmente, dar um conceito de **Química**, em termos da Química pura e da Química aplicada.

## 12. Como a ciência progride (página 67)

Pode-se também dizer que o desenvolvimento atual da ciência exige o trabalho não mais de uma única pessoa, mas sim de grandes equipes especializadas. Exige ainda a instalação de laboratórios complexos e rapidez nas comunicações. Tudo isso requer muito dinheiro e, logicamente, as empresas querem um retorno do capital investido. Por exemplo, as indústrias farmacêuticas investem, anualmente, bilhões de dólares e o retorno é obtido, com frequência, no preço elevado dos medicamentos.

### Atividades práticas (página 69)

- No processo de dissolução do cloreto de sódio (sal de cozinha), não haverá percepção em absorção ou liberação de energia.
- No processo de dissolução do cloreto de amônio ( $\text{NH}_4\text{Cl}$ ), haverá a sensação de frio indicando que o processo ocorre absorvendo energia.
- No processo de dissolução do cloreto de cálcio, haverá a sensação de calor indicando que o processo ocorre liberando energia.

### Acompanhamento e avaliação

Pegar um dos cartazes que os alunos apresentaram no capítulo 1 e pedir que identifiquem (nome e símbolo) alguns elementos químicos presentes no cartaz. Guardar esse cartaz, pois ele será utilizado no capítulo 5.

## Capítulo 4 A evolução dos modelos atômicos

Deve-se enfatizar para o aluno que este capítulo representa um trecho importante e muito interessante da história da Química. O desejo de saber como o átomo é constituído preocupou os físicos e os químicos durante todo o século XX. Dessa pesquisa nasceram descobertas e invenções muito importantes para o nosso cotidiano. No entanto, essa história ainda não terminou — e, ao que parece, não irá terminar tão cedo.

### 1. O modelo atômico de Thomson (página 75)

Esse modelo, apesar de ultrapassado, representou o coroamento de uma série de descobertas e conclusões acerca da eletricidade. Esse foi o primeiro modelo a incorporar a idéia da existência de partículas subatômicas — o próton e o elétron.

### 2. A descoberta da radioatividade (página 77)

A descoberta da radioatividade foi, talvez, o marco mais importante na evolução do modelo atômico. Uma verdadeira heroína, neste campo, foi Madame Curie, que dedicou sua vida e sua saúde à descoberta de elementos radioativos como o polônio e o rádio (ambos descobertos em 1898).

### 3. O modelo atômico de Rutherford (página 78)

Deve-se mostrar como as coisas se relacionam durante as pesquisas científicas. Da descoberta da radioatividade nasceu a munição para bombardear os átomos e assim detalhar um pouco mais sua estrutura interna. A idéia dos grandes “vazios” existentes na estrutura dos materiais sólidos foi outra idéia nova, para a ciência.

### Atividades práticas (página 80)

- 1ª O aluno perceberá a existência de cargas elétricas de sinais contrários.  
2ª O filete de água deve se desviar. Esses experimentos costumam falhar em dias muito úmidos.

### 4. A identificação dos átomos (página 81)

Enfatizar que os valores do número atômico ( $Z$ ), do número de massa ( $A$ ) e do número de nêutrons ( $N$ ) são fundamentais para identificar um determinado átomo. Em particular,  $Z$  (número atômico) é o que caracteriza um **elemento químico** ( $Z$  é o número da “carteira de identidade” do elemento químico). Como consequência, os isótopos são semelhantes no que diz respeito às propriedades químicas. Deve-se começar também a enfatizar a idéia de que entre um átomo e seus íons há uma pequena diferença de estrutura (1, 2 ou 3 elétrons a mais ou a menos), mas há uma diferença enorme entre suas propriedades químicas.

### Exercícios complementares (página 86)

21)  $A = (\text{número atômico}) \Rightarrow A = 13$

$$B = (\text{número de elétrons}) = (\text{número de prótons no átomo neutro}) \Rightarrow B = 13$$

$$C = (\text{número de massa}) - (\text{número de prótons}) = 27 - 13 \Rightarrow C = 14$$

$$D = (\text{número atômico}) = (\text{número de prótons}) \Rightarrow D = 15$$

$$E = (\text{número de massa}) = (\text{número de prótons}) + (\text{número de nêutrons}) = 15 + 16 \Rightarrow E = 31$$

Alternativa d

### 5. O modelo atômico de Rutherford-Bohr (página 86)

Neste ponto se retoma a tentativa de compreender o átomo. Nota-se, porém, que as explicações vão se tornando cada vez mais complexas. Quanto ao breve estudo das ondas, convém ressaltar o caráter interdisciplinar do assunto (estudado com mais detalhes no curso de Física), lembrando que o estudo do som (ondas sonoras), por exemplo, é muito importante para se entender as características da música — a altura, o volume, o timbre do som, etc. É importante destacar a maneira pela qual o modelo que representa o átomo de Rutherford-Bohr estabeleceu a ligação entre **matéria** e **energia** (no caso, a energia luminosa; ou, de um modo mais geral, a energia das ondas eletromagnéticas).

### Exercícios (página 93)

34) Para  $f_1 = 76$  MHz, temos:

$$300.000 = \lambda_1 \cdot 76 \cdot 10^6 \Rightarrow \lambda_1 = 0,00395 \text{ km} \Rightarrow \lambda_1 = 3,95 \text{ m}$$

Para  $f_2 = 82$  MHz, temos:

$$300.000 = \lambda_2 \cdot 82 \cdot 10^6 \Rightarrow \lambda_2 = 0,00366 \text{ km} \Rightarrow \lambda_2 = 3,66 \text{ m}$$

Portanto, a faixa considerada para os comprimentos de onda é de 3,95 a 3,66 metros.

### 7. Os estados energéticos dos elétrons (página 96)

Lembramos que, atualmente, muitos vestibulares não exigem mais o estudo dos orbitais atômicos. Sendo assim, o professor poderá optar por abordar ou não este assunto.

Repete-se mais uma vez a seqüência: novas observações e novas idéias produzem um novo modelo para o átomo, que por sua vez explicará melhor os fenômenos da natureza. Assim, os níveis e subníveis explicam melhor o aparecimento dos espectros descontínuos; os orbitais explicam melhor o comportamento dos elétrons; e o *spin* traz nova explicação para as propriedades magnéticas de alguns elementos químicos. Surge então a necessidade de identificar melhor os elétrons, e para isso são criados os quatro números quânticos.

### Exercícios complementares (página 101)

54) Pela altura dos “degraus” no diagrama dos estados energéticos dos elétrons podemos concluir que a ordem do subnível de menor energia para o de maior energia é:  $4d < 5p < 6s < 4f$

**Alternativa c**

56) Um subnível *d* pode conter no máximo 10 elétrons, metade com *spin*  $-\frac{1}{2}$  e metade com

$$spin +\frac{1}{2}.$$

Logo, a resposta é 5.

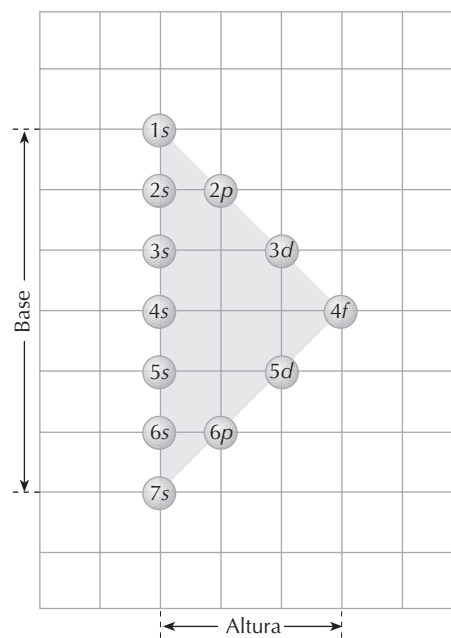
**Alternativa e**

## 8. A distribuição eletrônica (página 101)

Como dissemos no texto, a distribuição eletrônica é mais fácil pelo diagrama de Pauling. Mostre ao aluno que não é difícil construir esse diagrama. Basta apanhar um papel quadriculado e construir um **triângulo de base igual a sete níveis e altura igual a quatro subníveis**.

A seguir, basta completar os subníveis que ficam no interior do triângulo e, **percorrendo as diagonais** no sentido indicado pelo diagrama de Pauling, **encontraremos os subníveis, já em ordem crescente de energia**. Note que só os subníveis *5f* e *6d* escapam do nosso triângulo; no entanto, você não deve se preocupar muito com esses dois subníveis, pois:

- mesmo sem considerar os subníveis *5f* e *6d* (isto é, usando apenas o triângulo), você já irá conseguir distribuir os elétrons em todos os átomos que contenham até 84 elétrons (número atômico:  $Z = 84$ );
- depois de construído o triângulo, é fácil, sem dúvida, **acrescentar mais uma diagonal, fora do triângulo e igual ao seu último lado**. A propósito, é bom lembrar que, teoricamente, a eletrosfera pode continuar com a adição dos futuros subníveis *7p* e *8s*. Isso poderá acontecer quando os cientistas produzirem novos elementos químicos.



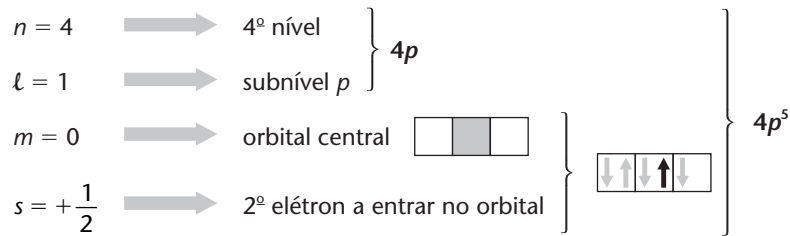
### Exercícios (página 103)

64) Seguindo normalmente o diagrama de Pauling, teremos:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$  **3d** ; e,

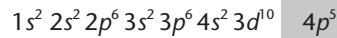
chegando ao subnível *3d*, notaremos que já existem 2 elétrons em  $3s^2$  e 6 elétrons em  $3p^6$ , totalizando 8 elétrons no 3º nível energético. Ora, para que haja 14 elétrons nesse nível (dado do problema), é necessário que o subnível *3d* contenha:  $14 - 8 = 6$ , isto é, 6 elétrons. Conseqüentemente, a distribuição será:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$ . Somando os “expoentes”, teremos:

$2 + 2 + 6 + 2 + 6 + 2 + 6 = 26$ , ou seja, 26 elétrons, o que corresponde à **alternativa d**.

65) Diz o enunciado que o último elétron tem:



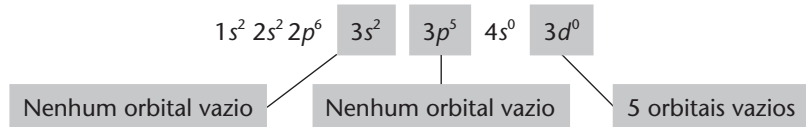
Seguindo o diagrama de Pauling até chegarmos ao subnível  $4p^5$ , teremos:



Logo, o total de elétrons (igual ao número atômico, em um átomo neutro) será:

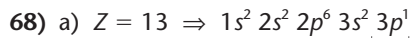
$$2 + 2 + 6 + 2 + 6 + 2 + 10 + 5 = 35$$

67) Prolongando um pouco a configuração dada no problema, temos:

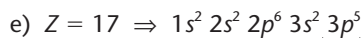


Portanto, no nível principal  $M$  ( $n = 3$ ), temos 5 orbitais vazios.

**Alternativa c**



no 1<sup>o</sup> orbital  $3p$  há um elétron desemparelhado.



no último orbital  $3p$  há um elétron desemparelhado.

### Exercícios complementares (página 104)

76) No manganês ( $Z = 25$ ), temos:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$ . Os elétrons que estão em  $3d$  estão colocados um em cada orbital; sendo assim, temos 5 elétrons não-emparelhados.

**Alternativa d**

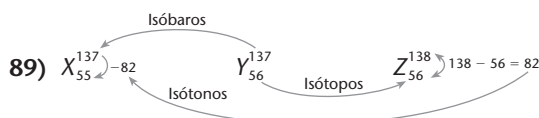
80) A configuração do último nível do íon  $A^{2-}$  foi dada:  $3s^2 3p^6$ . Logo, a configuração completa de  $A^{2-}$  é:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ . No átomo neutro  $A$  teremos, necessariamente, 2 elétrons a menos, e portanto esse átomo terá a seguinte distribuição eletrônica:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ . Pela soma:  $2 + 2 + 6 + 2 + 4 = 16$ , obtemos o número atômico pedido.

**Alternativa d**

### Desafio (página 108)

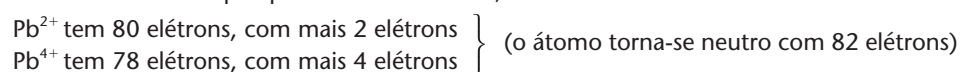


**Alternativa e**



**Alternativa c**

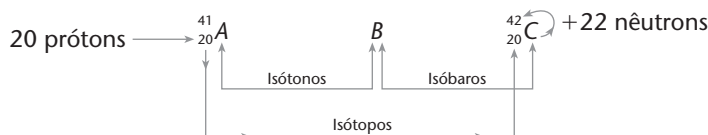
91) Raciocinando com qualquer um dos dois íons, teremos:



Temos então  ${}_{82}^{210}Pb$ ; logo, podemos calcular o número de nêutrons:  $210 - 82 = 128$

**Alternativa d**

- 97) Com os dados do problema podemos identificar os átomos A e C. Siga as setas no esquema abaixo:



Sendo  $B$  isóbaro de  $C$ , temos  ${}^{42}B$ ; sendo  $B$  isótono de  $A$ , ambos deverão ter o mesmo número de nêutrons, calculado pelos dados de  $A$  ( $42 - 21 = 21$ ); assim sendo, podemos calcular o número atômico de  $B$  ( $42 - 21 = 21$ ); portanto:  ${}_{21}^{42}B$ .

Fazendo a distribuição eletrônica dos 21 elétrons de  $B$ , temos:

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$   $3d^1$  ( $3d^1$  representa o elétron mais energético de  $B$ , cujos números

quânticos são  $n = 3$ ,  $l = 2$ ,  $m = -2$  e  $s = -\frac{1}{2}$ ).

Alternativa c

## Capítulo 5 A classificação periódica dos elementos

### 1. Histórico (página 111)

É bom salientar a importância da reunião e da análise dos dados científicos. No século XIX, vários cientistas tentaram agrupar os elementos químicos segundo uma ordem lógica. No entanto, somente depois da descoberta de muitos elementos — e da determinação de suas propriedades — é que foi possível organizá-los em uma seqüência lógica, como a de Mendeleev. As previsões sobre a descoberta de novos elementos, feitas por Mendeleev, deixaram os cientistas abismados. Com base nesse conteúdo, faça com que o aluno perceba que a metodologia científica não é apenas uma manifestação do formalismo dos cientistas, mas sim uma eficiente ferramenta na busca de novas descobertas.

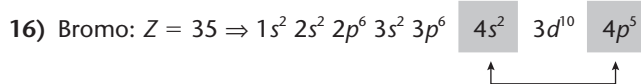
### 2. A Classificação Periódica moderna (página 113)

Em relação à tabela de Mendeleev, a Tabela Periódica atual tem duas novidades principais:

- a ordenação dos elementos segundo seus números atômicos e não mais por suas massas atômicas;
- a coluna dos gases nobres (8A), que não eram conhecidos na época de Mendeleev.

É interessante contar aos alunos que a maior parte dos elementos transurânicos são muito instáveis, pois sofrem rápida decomposição radioativa — muitos têm vida de apenas frações de segundo, ficando sua existência comprovada apenas por um risco em uma chapa fotográfica. Esses elementos têm importância relativa na Química, mas são objeto de grande interesse na Física Nuclear, que procura desvendar a estrutura interna dos núcleos atômicos.

### Exercícios (página 121)



Das alternativas dadas, só a **alternativa a** termina com a série  $s^2, p^5$ .



1ª e 2ª níveis preenchidos

Alternativa d



### Exercícios complementares (página 123)

34) Temos	}	• elementos	→	Na	Mg	S	Cl	Ar	K
		• números atômicos	→	11	12	16	17	18	19
São dados	}	• átomos e íons	→	Na <sup>+</sup>	Mg	S	Cl <sup>-</sup>	Ar	K <sup>+</sup>
		• número de elétrons	→	10	12	16	18	18	18

São, portanto, isoeletrônicos

#### Alternativa b

### 4. Propriedades periódicas e aperiódicas dos elementos químicos (página 123)

Professor, os conceitos de potencial de ionização e de eletroafinidade, ambos na página 127, são os dois mais difíceis deste item, ficando a seu critério abordá-los ou não.

### Exercícios (página 128)

- 41) Pela configuração eletrônica ao longo da Tabela Periódica, verificamos que têm orbitais *s* e *d* completos os elementos da coluna 2B, que são exatamente o Zn, Cd e Hg.

#### Alternativa e

### Exercícios complementares (página 130)

- 49) Na coluna 2A, temos:

	Be	Mg	Ca	Sr	Ba	Ra
P. F.			845 °C	?	725 °C	

Considerando que as propriedades variam gradativamente ao longo da coluna, concluímos que o valor procurado deve estar entre 845 °C e 725 °C. Ora, entre as alternativas dadas, temos que o ponto de fusão do estrôncio (Sr) é de 770 °C.

#### Alternativa c

- 50) Massa do objeto chumbo:  $m_{\text{chumbo}} = 175,90 \text{ g}$

Volume do objeto de chumbo:  $V_{\text{chumbo}} = 65,5 \text{ mL} - 50 \text{ mL} = 15,5 \text{ mL}$

$$d_{\text{chumbo}} = \frac{m_{\text{chumbo}}}{V_{\text{chumbo}}} = \frac{175,90 \text{ g}}{15,5 \text{ mL}} \Rightarrow d_{\text{chumbo}} = 11,3 \text{ g/cm}^3$$

#### Alternativa e

### Desafio (página 133)

- 65) Contando as “casas” que estão faltando no 7º período até chegar ao número 117, encontraremos a coluna dos halogênios.

#### Alternativa e

- 66) Se *x* tem um próton a mais do que *y*, então *x* estará uma “casa” à frente de *y*. Logo, se *y* for um gás nobre, *x* será um metal alcalino.

#### Alternativa d

- 68) Somando-se os expoentes, temos:

A ( $Z = 11$ ) → sódio → metal alcalino — 3º período

B ( $Z = 8$ ) → oxigênio → calcogênio — 2º período

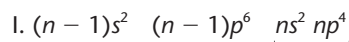
C ( $Z = 20$ ) → cálcio → metal alc-terroso — 4º período

D ( $Z = 18$ ) → argônio → gás nobre — 3º período

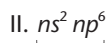
E ( $Z = 15$ ) → fósforo → grupo 15 (5A) — 3º período

#### Alternativa b

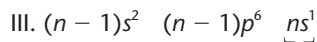
70) São dados:



A última camada com 6 elétrons indica um **calcogênio**.



A última camada com 8 elétrons indica um **gás nobre**.



A última camada com 1 elétron indica um **metal alcalino**.

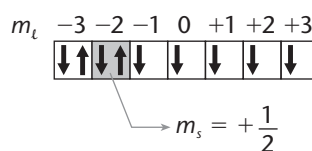
Alternativa c

71) A distribuição eletrônica segundo o diagrama de Pauling ( $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f$ ) nos mostra que, até chegarmos ao subnível 4f (onde temos os números quânticos:

$n = 4; \ell = 3$ ), já teremos 56 elétrons distribuídos na eletrosfera.

Distribuindo agora os últimos elétrons, no subnível 4f, até chegarmos aos números quânticos

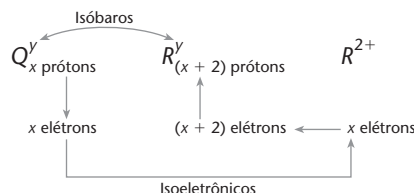
$m_\ell = -2$  e  $m_s = +\frac{1}{2}$ , teremos:



Ou seja: temos neste subnível mais 9 elétrons — que, somados aos 56 anteriores, totalizam 65 elétrons. Este é o número atômico do **térbio (Tb)**, que pertence à série dos lantanídeos.

Alternativa d

73)



Se Q e R são isóbaros, e se R tem 2 prótons a mais que Q, então R deverá ter 2 nêutrons a menos. Portanto:  $36 - 2 = 34$  nêutrons.

Alternativa d

75) Pela posição dos sinais % e & na tabela dada, concluímos tratar-se do nitrogênio e do oxigênio, cujos gases ( $N_2$  e  $O_2$ ) são os principais componentes do ar.

Alternativa d

76) Terá maior tendência em emitir elétrons, o elemento de menor potencial de ionização — no caso, o céσιο.

Alternativa c

## Acompanhamento e avaliação

Utilizar um dos cartazes do capítulo 1 para explorar as propriedades dos elementos químicos identificados no capítulo 3.

## Capítulo 6 As ligações químicas

### 1. Introdução (página 136)

Nesta introdução, dizemos que os gases nobres “têm pouca tendência a se unirem entre si ou com outros átomos”. No entanto, são conhecidos atualmente vários compostos destes elementos, como o  $XeF_2$  e o  $XeF_4$ . Perceba que na Ciência sempre aparecem novidades.

## 2. Ligação iônica, eletrovalente ou heteropolar (página 137)

É bom aproveitar a ocasião para frisar novamente que, após uma reação química, temos novas substâncias com novas propriedades. Assim, por exemplo, na reação  $\text{Na}^+ + \text{Cl}^- \longrightarrow \text{NaCl}$ , as propriedades do NaCl nada têm a ver com as propriedades iniciais do sódio e do cloro. Também é muito importante insistir na relação que existe entre as ligações químicas e a Tabela Periódica.

### Exercícios (página 141)

- 12) Quando um átomo se transforma em ânion, o raio (atômico) aumenta para o raio iônico correspondente.

Ora, somente II e III apresentam esta situação.

Alternativa d

### Exercícios complementares (página 142)

- 15) Titânio ( $Z = 22$ )  $\Rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$   $4s^2$   $3d^2$

camada de valência com 2 elétrons ←

Alternativa d

## 3. Ligação covalente, molecular ou homopolar (página 143)

Também aqui é importante ressaltar a importância da Tabela Periódica na previsão das ligações químicas, como apresentamos na tabela da página 145. No entanto, o estudo mais completo das ligações covalentes foge da finalidade do livro, pois envolve a questão dos orbitais moleculares.

### Exercícios (página 149)

- 30) Uma vez que foram dados os elétrons de valência de cada elemento, podemos imaginar os seguintes exemplos:

$A \cdot$  (coluna 1A) — exemplo: H

$\cdot \overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{D}} \cdot$  (coluna 6A) — exemplo: O

$B :$  (coluna 2A) — exemplo: Ca

$\cdot \overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{E}} \cdot$  (coluna 8A) — exemplo: Ne

$\cdot \overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{C}} \cdot$  (coluna 4A) — exemplo: C

Segundo a teoria do octeto, teremos as seguintes possibilidades:

$A_2D$  (exemplo:  $\text{H}_2\text{O}$ )

$BD$  (exemplo:  $\text{CaO}$ )

$CD_2$  (exemplo:  $\text{CO}_2$ )

$B_2C$  (exemplo:  $\text{Ca}_2\text{C}$ )

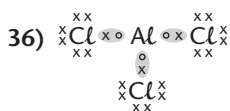
$A_4C$  (exemplo:  $\text{CH}_4$ )

$D_2$  (exemplo:  $\text{O}_2$ )

$A_2B$  (exemplo:  $\text{CaH}_2$ )

Conseqüentemente, a alternativa b é a resposta correta —  $A_2D$  e  $BD$ .

### Exercícios complementares (página 150)



Nesta estrutura, temos apenas seis elétrons ao redor do alumínio.

Alternativa b

## 4. Ligação metálica (página 151)

Os reticulados cristalinos dos metais podem ser mais bem visualizados montando-se modelos dessas estruturas (com bolas de isopor).

É importante que o professor comente com mais detalhes as propriedades dos metais (páginas 152 e 153).

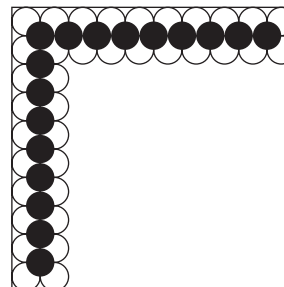
### Exercícios (página 153)

- 37) **Figura I:** Ferro (Fe), pois apresenta um só tipo de átomo.  
**Figura II:** Cloreto de Sódio (NaCl), pois apresenta um aglomerado iônico com dois tipos de átomos.  
**Figura III:** Dióxido de Carbono (CO<sub>2</sub>), pois apresenta moléculas com dois tipos de átomos.  
A resposta é, portanto, a **alternativa d**.

- 38) Basta contar as bolinhas — na largura, na altura e no comprimento — e multiplicar as quantidades (10 · 10 · 10), obtendo-se 1.000 bolinhas.

**Alternativa c**

- 39) A arrumação das bolinhas é a indicada ao lado (vendo-se a caixa por cima). A primeira camada de bolinhas colocada na caixa (representada por bolinhas brancas) terá 100 bolinhas (10 · 10); na segunda camada (bolinhas pretas), as bolinhas têm que se encaixar nos vazios da primeira camada — teremos, então, 81 bolinhas (9 · 9). A terceira camada repete a primeira; a quarta repete a segunda; e assim por diante. No final, nas 12 camadas mencionadas no problema, teremos 6 camadas com 100 bolinhas (600 bolinhas) e 6 camadas com 81 bolinhas (486 bolinhas), totalizando 1.086 bolinhas (é bom lembrar que esta arrumação corresponde ao sistema hexagonal compacto, mencionado à página 151).



**Alternativa d**

- 41) O cádmio, pois esta substância é a que apresenta maior caráter metálico.

**Alternativa c**

### Desafio (página 155)

- 49) Se<sub>34</sub><sup>2-</sup> tem 34 prótons, logo Se<sub>34</sub><sup>2-</sup> tem 34 + 2 = 36 elétrons. Como Se<sub>34</sub><sup>2-</sup> é isoeletrônico de Si<sup>2+</sup>, temos que Si<sup>2+</sup> tem 36 elétrons e Si tem 38 elétrons, assim distribuídos  
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2$

**Alternativa b**

- 52) X:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$  metal alcalino-terroso  $\Rightarrow$  valência = +2.

Y:  $1s^2 2s^2 2p^3$  coluna 5A  $\Rightarrow$  valência = -3.

Z:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$   $\Rightarrow$  coluna 7A  $\Rightarrow$  valência = -1.

- a) X<sup>+2</sup> Z<sub>2</sub><sup>-1</sup> — composto iônico;  
b) Y<sup>-3</sup> Z<sub>3</sub><sup>-1</sup> — composto covalente;  
c) X<sup>+2</sup> Z<sub>2</sub><sup>-1</sup> — composto iônico  
d) X<sub>3</sub><sup>+2</sup> Y<sub>2</sub><sup>-3</sup> — composto iônico;  
e) Y<sup>-3</sup> Z<sub>3</sub><sup>-1</sup> — composto covalente.

**Alternativa c**

- 56) A **alternativa d** é incorreta pois o Cl<sup>0</sup> recebe um elétron de K<sup>0</sup> e formam Cl<sup>-</sup> e K<sup>+</sup>, que se mantêm unidos sem mais nenhuma transferência de elétron.

### Acompanhamento e avaliação

Utilizar um dos cartazes do capítulo 1 na exploração dos tipos de ligação existentes entre alguns dos elementos químicos identificados no capítulo 3, para a formação de determinadas substâncias.

**1. A estrutura espacial das moléculas** (página 157)

Se possível, peça para os alunos montarem conjuntos de balões de aniversário, de acordo com as ilustrações da página 157. Essa montagem ajudará muito na visualização espacial das figuras. O mesmo pode ser feito com as estruturas da grafite e do diamante (página 159), usando bolas de isopor e palitos.

**Exercícios complementares** (página 163)

- 13) O ângulo de aproximadamente  $109^\circ$  é o ângulo formado por duas valências em um tetraedro regular (como acontece no  $\text{CH}_4$ ). No caso da água, a repulsão entre os dois pares de elétrons não-ligantes no átomo de oxigênio “força” a aproximação dos dois átomos de H do  $\text{H}_2\text{O}$ , reduzindo o ângulo de  $109^\circ$  para  $104^\circ$ .

**Alternativa a**

**2. Eletronegatividade/Polaridade das ligações e das moléculas**  
(página 164)

Professor, é fundamental acentuar, mais uma vez, a importância da Tabela Periódica no acompanhamento das propriedades dos elementos e das substâncias.

A transição gradativa entre a ligação covalente e a iônica é uma ótima oportunidade para começar a chamar a atenção dos alunos para a ocorrência de transições gradativas em muitos fenômenos da natureza. De fato, mais adiante serão vistas as transições gradativas entre o caráter ácido e o básico, entre o caráter oxidante e o redutor, etc.

**Exercícios** (página 175)

- 38) • No composto 1 ( $\text{CrCl}_3$ ), temos:

$$x + 3 \cdot (-1) = 0 \Rightarrow \boxed{x = 3}$$

- No composto 2 ( $\text{CrO}_3$ ), temos:

$$x + 3 \cdot (-2) = 0 \Rightarrow x = 6$$

- No composto 3 ( $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ), temos:

$$2x + 3 \cdot (-2) = 0 \Rightarrow \boxed{x = 3}$$

- No composto 4 ( $\text{K}_2\text{CrO}_4$ ), temos:

$$2 \cdot (+1) + x + 4 \cdot (-2) = 0 \Rightarrow x = 6$$

- No composto 5 ( $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ), temos:

$$2 \cdot (+1) + 2x + 7 \cdot (-2) = 0 \Rightarrow x = 6$$

Os compostos 1 e 3 **não** são cancerígenos, pois neles os crômios são trivalentes.

**Alternativa c**

**Exercícios complementares** (página 176)

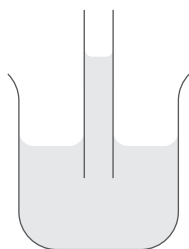
- 48) • No  $\text{CuCl}$ :  $x - 1 = 0 \Rightarrow \boxed{x = 1}$

- No  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$ :  $x + [-5 + 3 \cdot (+2)] \cdot 2 = 0 \Rightarrow \boxed{x = 2}$

**Alternativa a**

#### 4. Forças (ou ligações) intermoleculares (página 176)

A tensão superficial da água explica vários fenômenos, como os exemplos seguintes:



O fenômeno da capilaridade, que é a "subida" da água num tubo fino de vidro (tubo capilar)



O menisco que se forma quando a água procura "subir" pela parede do recipiente.



O pequeno excesso de água que podemos deixar, com cuidado, acima das bordas de um copo.

#### Atividades práticas (página 179)

- 1ª A água, sendo um solvente polar, ao se misturar com o álcool, substância também polar, forma uma mistura homogênea, ou seja, o sistema apresenta apenas uma fase; ao se misturar água (polar) ao óleo, substância apolar, observam-se duas fases, ou seja, a mistura formada é heterogênea (e o óleo sobrenada a água, pois é menos denso); álcool (polar) e óleo (apolar) não se misturam (e o óleo sobrenada o álcool, pois é menos denso).
- 2ª A régua de plástico fica eletrizada quando atritada no pano de lã, atraindo, então, o filete de água (substância polar) fazendo-o desviar, fato esse que não ocorre com o filete de óleo (substância apolar).

#### Exercícios (página 180)

- 59) O flúor é o elemento mais eletronegativo da Natureza. Suas pontes de hidrogênio  $\cdots \text{H} - \text{F} \cdots \text{H} - \text{F}$  são fortíssimas, justificando a temperatura de ebulição anormalmente alta do HF. Na verdade as moléculas de HF se reúnem de duas em duas, formando o dímero  $\text{H}_2\text{F}_2$  ou
- $$\begin{array}{c} \text{H} - \text{F} \\ \vdots \quad \vdots \\ \text{F} - \text{H} \end{array}$$

**Alternativa d**

- 70) À temperatura ambiente, o ouro (Au) é uma substância simples sólida, o gás carbônico ( $\text{CO}_2$ ) é um composto gasoso e a água mineral (água com sais dissolvidos) é uma solução.

**Alternativa c**

#### Exercícios complementares (página 182)

- 74) A seqüência P, Q, R, S correta é  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{Se}$ ,  $\text{H}_2\text{Te}$ . Somente a água é líquida, devido a fortes pontes de hidrogênio. Os demais hidretos são gasosos como, aliás, se pode ver pelo gráfico dado.

**Alternativa c**

- 81) A amostra A é isolante no estado sólido ( $25^\circ\text{C}$ ) e condutor no estado líquido ( $1.000^\circ\text{C} > \text{P.F.} = 801^\circ\text{C}$ ), portanto a amostra A é iônica.  
A amostra B tem P.F. e P.E. baixos e é isolante, portanto a amostra B é molecular.  
A amostra C é sempre sólido e condutor, portanto a amostra C é metal.  
A amostra D tem P.F. e P.E. bastante altos e permanecem sempre como isolante, portanto a amostra D é iônica.

**Alternativa e**

**Desafio** (página 184)

86) Da afirmativa “os íons de X, Y e o Ne são isoeletrônicos”, concluímos que X é o sódio (Na) e Y é o magnésio (Mg). Na alternativa (a) fala-se “no estado fundamental”, no qual tanto o  $N_{ox}$  do sódio como o do magnésio são iguais a zero. Em (b)  ${}_{11}\text{Na} \neq {}_{12}\text{Mg}$ ; em (c)  $\text{Na}^+ \neq \text{Mg}^{2+}$ ; em (d) os átomos Na e Mg são menos estáveis que  $\text{Na}^+$  e  $\text{Mg}^{2+}$ ; a **alternativa e** é a única incorreta, pois Na e Mg sendo ambos eletropositivos não podem formar ligação iônica.

89) Note que a **alternativa a** é correta mas **não** explica a diferença entre as duas temperaturas de ebulição.

A **alternativa c** é correta, pois as forças de dipolo induzido são mais intensas entre as moléculas de  $\text{CCl}_4$  do que entre as moléculas de  $\text{CH}_4$ .

90) O cloreto de alumínio tem caráter molecular porque na ligação  $\text{Al} - \text{Cl}$  o valor de  $\Delta = 3,0 - 1,5 = 1,5$  é menor que 1,7. Além disso, a baixa temperatura de sublimação é outra prova do caráter molecular do  $\text{AlCl}_3$ .

**Alternativa c**

91) O aluno pode se atrapalhar com os parênteses que aparecem nas fórmulas. Devemos avisá-lo que na Química os parênteses devem ser encarados como na Matemática.

Assim temos, por exemplo:

• Para o  $\text{KClO}_2 \Rightarrow +1 + x + 2 \cdot (-2) = 0 \Rightarrow x = +3$

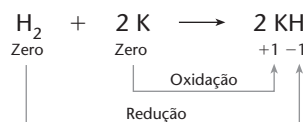
• Para o  $\text{Ca}(\text{ClO})_2 \Rightarrow +2 + (x - 2) \cdot 2 = 0 \Rightarrow x = +1$

• Para o  $\text{Mg}(\text{ClO}_3)_2 \Rightarrow +2 + (x - 6) \cdot 2 = 0 \Rightarrow x = +5$

• Para o  $\text{Ba}(\text{ClO}_4)_2 \Rightarrow +2 + (x - 8) \cdot 2 = 0 \Rightarrow x = +7$

**Alternativa e**

93) Na **alternativa b**, temos:



Portanto, o  $\text{H}_2$  é o **agente oxidante**. É um caso particular, pois com  $N_{ox} = -1$  o hidrogênio só se apresenta nos hidretos metálicos.

94) Devemos contar todos os elétrons (de M e das 4 moléculas de  $\text{H}_2\text{O}$ ) e depois subtrair 2 elétrons, para a carga do íon ser igual a +2. Admitamos então que M tenha x elétrons. Em cada molécula de água temos 1 elétron de cada hidrogênio e 8 elétrons do oxigênio, ou seja, 10 elétrons. Teremos então:

$$x + 10 \cdot 4 - 2 = 50 \Rightarrow x = 12 \text{ elétrons}$$

**Alternativa d**

95) Onde se lê “ligação” de hidrogênio, leia-se “ponte de hidrogênio”. Em particular, a alternativa correta (08) é obtida prolongando-se, no gráfico, a linha formada por  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{Se}$  e  $\text{H}_2\text{Te}$ . Estão corretas as alternativas (01), (04), (08) e (16).

96) As interações intermoleculares estão na mesma ordem das temperaturas de ebulição (T.E.), aumentado, portanto, na ordem: acetona  $\longrightarrow$  etanol  $\longrightarrow$  água.

**Alternativa e**

98) O diamante tem maior densidade e, portanto, apresenta a menor distância média entre seus átomos.

Cálculo da massa do diamante:

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ quilate} \longrightarrow 0,20 \text{ g} \\ 0,175 \text{ quilate} \longrightarrow x \end{array} \right\} x = 0,035 \text{ g}$$

Cálculo do volume do diamante

$$d = 3,5 \text{ g/cm}^3 \left\{ \begin{array}{l} 3,5 \text{ g} \text{ ————— } 1 \text{ cm}^3 \\ 0,035 \text{ g} \text{ ————— } y \end{array} \right\} \quad y = 0,01 \text{ cm}^3 \text{ ou } 1 \cdot 10^{-2} \text{ cm}^3$$

Alternativa b

### Acompanhamento e avaliação

Pedir que grupos de alunos montem diferentes geometrias utilizando, para tal, palitos (ou canudos, varetas, etc.) e bolinhas de isopor de diferentes tamanhos.

Utilizar um dos cartazes do capítulo 1 para explorar os tipos de interações intermoleculares de algumas substâncias presentes e relacioná-las com os respectivos usos no dia-a-dia.

## Capítulo 8 Ácidos, bases e sais inorgânicos

### 1. Introdução (página 188)

Na apresentação deste capítulo, fazemos uma comparação com os supermercados, na intenção de mostrar ao aluno que, em todas as atividades humanas, há necessidade de agrupar e classificar as coisas: um dicionário, por exemplo, reúne as palavras em ordem alfabética; em uma gramática, classificam-se as palavras em substantivos, adjetivos, verbos, advérbios, etc.; os Correios usam o CEP (Código de Endereçamento Postal) para classificar e identificar cidades, bairros, ruas, etc., facilitando assim a entrega da correspondência; nas escolas, os alunos são agrupados em séries, classes, etc., em função de sua evolução nos estudos.

Na Química acontece o mesmo. Neste capítulo, apresentamos as principais funções inorgânicas, com suas respectivas classificações, formulações, nomenclaturas, etc. Para tanto, foram dados muitos exemplos.

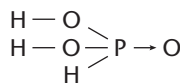
Em geral, a essa altura, o aluno se “desespera”, achando que há muita matéria para decorar. Essa idéia deve ser combatida. Ninguém decora um dicionário. A pessoa precisa somente saber consultá-lo — e, para isso, precisa treinar. E seria bom lembrar ao aluno que um dicionário, como o *Novo Dicionário Aurélio*, tem cerca de 140.000 verbetes — imagine então a Química, com milhões de substâncias diferentes! O aluno deve ser encorajado a treinar, aos poucos, a formulação e a nomenclatura das substâncias, com a ajuda das tabelas dadas no livro. Desse modo, com o passar do tempo, ele acabará se lembrando das fórmulas e dos nomes das substâncias mais comuns, assim como quem se lembra dos números de telefone que mais usa.

### 2. Ácidos (página 191)

Apresentamos os ácidos primeiramente do ponto de vista prático e depois do ponto de vista teórico (segundo Arrhenius). Esse é um bom momento para voltar a enfatizar o longo caminho da evolução da ciência. A humanidade tinha contato, há muitos séculos, com várias substâncias ácidas. Posteriormente, os antigos notaram que essas substâncias também mudavam a cor de algumas outras. Com o uso da eletricidade (século XIX), constatou-se que essas substâncias conduziam a corrente elétrica. Sendo assim, faça com que o aluno note que se passaram séculos de **observação** (é o que se vê) e depois de **medidas experimentais** (é o que se mede). Tudo isso faz parte da prática das pessoas comuns e depois dos cientistas. Por fim, chega o momento em que alguém (no caso, Arrhenius) imagina uma **explicação** (conceito teórico), dizendo que o responsável pelo caráter ácido, em solução aquosa, é o  $\text{H}^+$ .

### Exercícios (página 196)

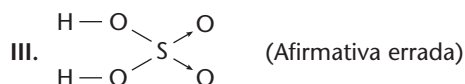
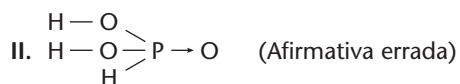
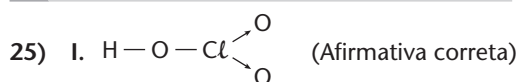
11) Note que o  $\text{H}_3\text{PO}_3$  é um **diácido**, pois dois hidrogênios estão ligados a átomos de oxigênio.



Alternativa c



### Exercícios complementares (página 197)



Alternativa a

### 4. Confronto entre ácidos e bases (página 202)

Considerando a própria escala de pH, que varia continuamente de 0 a 14, o aluno deve entender que a mudança do caráter ácido para o básico é **gradativa**, isto é, entre uma substância fortemente ácida e outra fortemente básica há milhares de substâncias químicas com características intermediárias.

É importante também começar a fazer com que o aluno adquira a noção de **relatividade**. Quando dizemos que um objeto está frio ou está quente, estamos pensando, subjetivamente, “em relação ao nosso corpo”. Assim, por exemplo, a água a 100 °C está em uma temperatura muito alta para colocarmos a mão, mas é uma temperatura muito baixa para um forno no qual se deseja assar um peru. Analogamente, o vinagre é “mais ácido” do que a água pura, mas normalmente é “menos ácido” do que o sumo de limão.

### Atividades práticas (página 204)

1ª Para observar melhor a experiência (visualização da lâmpada), recomendamos que ela seja feita em ambiente mais escuro.

A lâmpada irá acender em soluções que apresentam íons, ou seja, sal de cozinha, vinagre e antiácido. Ela não irá acender em soluções onde existam apenas moléculas, ou seja, água e açúcar. É interessante observar e discutir a variação da intensidade luminosa apresentada pela lâmpada nas soluções de cloreto de sódio, antiácido e vinagre. A intensidade luminosa na solução de cloreto de sódio deverá ser maior do que nas outras soluções iônicas.

### Exercícios complementares (página 213)

65) As cores das soluções aquosas são dadas pelos íons presentes. Quando se diz que a solução de  $\text{CuSO}_4$  é azul, concluímos que essa cor tanto poderia ser devida ao  $\text{Cu}^{2+}$  quanto ao  $\text{SO}_4^{2-}$ . Acontece, porém, que a solução de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  é incolor; logo, conclui-se que tanto o  $\text{Na}^+$  como o  $\text{SO}_4^{2-}$  não imprimem cor alguma à solução. Conseqüentemente, a cor azul da primeira solução somente pode se dever ao  $\text{Cu}^{2+}$ .

Raciocínio análogo vale para concluirmos que o  $\text{CrO}_4^{2-}$  é o responsável pela cor amarela da solução de  $\text{K}_2\text{CrO}_4$ .

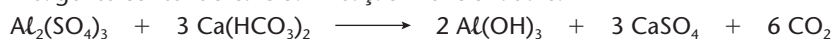
Alternativa e

68) Da solução concentrada de ácido clorídrico saem vapores de  $\text{HCl}$ . Da solução concentrada de hidróxido de amônio saem vapores de  $\text{NH}_3$  ( $\text{NH}_4\text{OH} \longrightarrow \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$ ). No ar há o encontro dos vapores de  $\text{NH}_3$  com os de  $\text{HCl}$ , ocorrendo a reação  $\text{NH}_3 + \text{HCl} \longrightarrow \text{NH}_4\text{Cl}$ . É o  $\text{NH}_4\text{Cl}$  que forma a “fumaça” branca.

Alternativa c

### Questões sobre a leitura (página 215)

75) Para se produzir hidróxido de alumínio e sulfato de **cálcio** deve-se partir evidentemente de algum reagente contendo **cálcio**. A reação mencionada é:



Alternativa e

- 76) O sistema mais eficiente de purificação será aquele que produzir mais água purificada pelo mesmo volume de água suja. Isto é dado pelo quociente entre o fluxo de água pura e o fluxo de água suja.

Em I:  $\frac{15}{45} = 0,33$ ;

em II:  $\frac{10}{40} = 0,25$ ;

em III:  $\frac{5}{40} = 0,125$ ;

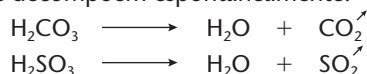
em IV:  $\frac{10}{20} = 0,5$ ;

em V:  $\frac{5}{20} = 0,25$ .

**Alternativa d**

### Desafio (página 216)

- 80) São ácidos instáveis, isto é, se decompõem espontaneamente.



**Alternativa c**

- 82) O valor de  $x$  é determinado lembrando-se que a soma das cargas elétricas de todos os íons, em uma fórmula, deve ser igual a zero. No caso, temos:

$$\text{Ca}_x(\text{PO}_4)_3(\text{OH}): (+2) \cdot x + [+5 + 4 \cdot (-2)] \cdot 3 + (-1) = 0 \Rightarrow x = 5$$

**Alternativa e**

- 83) Em mineralogia é comum representar minerais como se fossem “somadas” de dois, três ou mais compostos. No caso do  $\text{CuCl}_2 \cdot 3 \text{Cu}(\text{OH})_2$ , podemos considerar separadamente o  $\text{CuCl}_2$  e o  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ . Note que em ambos os casos a valência do cobre é + 2.

**Alternativa e**

- 86) No item (a), onde se lê “... ordem crescente de raio atômico...”, deveria estar escrito “ordem crescente de raio iônico”.

- 88) Em A, a separação do  $\text{H}_2$  e  $\text{CO}_2$  pode ser feita por meio de uma solução alcalina (básica) porque só o  $\text{CO}_2$  reage com bases ( $\text{CO}_2 + \text{NaOH} \longrightarrow \text{NaHCO}_3$ ).

Em B, temos a separação do  $\text{N}_2$  e do  $\text{O}_2$  (componentes do ar) pelo método industrial usual; liquefação do ar, seguida de destilação fracionada do  $\text{N}_2$  e do  $\text{O}_2$ .

Em C, temos uma mistura de  $\text{N}_2$  e  $\text{H}_2$  (que não reagiram) e de  $\text{NH}_3$  (formado). Por resfriamento, o primeiro gás a se liquefazer é exatamente o  $\text{NH}_3$ .

**Alternativa e**

## Capítulo 9 Óxidos inorgânicos

### Exercícios (página 227)

- 10) Queima do enxofre:  $\text{S} + \text{O}_2(\text{ar}) \longrightarrow \text{SO}_2$   
 $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}(\text{no papel de tornassol}) \longrightarrow \text{H}_2\text{SO}_3(\text{solução ácida} \rightarrow \text{cor vermelha})$

**Alternativa e**

### Exercícios complementares (página 228)

- 12) Não devemos nos preocupar com os nomes dos minérios. Basta olhar para as fórmulas para se concluir de onde o metal será retirado.

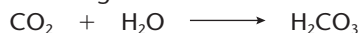
**Alternativa d**

- 15) Óxido de fórmula  $\text{MO}_2$  indica que M tem valência +4.

Conseqüentemente, seu cloreto será  $\text{MCl}_4$ .

**Alternativa d**

- 18) O  $\text{CO}_2$  (do gelo seco) reage com a água formando o ácido carbônico segundo a reação:



O ácido carbônico formado neutraliza a solução alcalina (rósea), diminuindo o valor de seu pH. Conseqüentemente, a solução fica incolor.

**Alternativa e**

### Exercícios (página 231)

- 25) A substância  $\text{Mg}_2\text{P}_3$  deveria ser formada por  $\text{Mg}^{3+}$  e  $\text{P}^{2-}$ , o que não é possível, pela Tabela Periódica, pois o Mg tem valência +2.

**Alternativa a**

- 26) •  $\text{X}_2\text{O}$ , formado somente por covalências, indica que o elemento X está na coluna 7A. Assim, o elemento X poderá formar os ácidos  $\text{HXO}_4$ ,  $\text{HXO}_3$ ,  $\text{HXO}_2$ ,  $\text{HXO}$  e  $\text{HX}$  (vide tabela da página 230).  
 •  $\text{TO}_2$ , formado somente por covalências, indica T na coluna 4A. O elemento T poderá formar os ácidos  $\text{H}_4\text{TO}_4$  e  $\text{H}_2\text{TO}_3$  ou as bases  $\text{T(OH)}_4$  e  $\text{T(OH)}_2$  (vide tabela da página 230).  
 Conseqüentemente a **alternativa correta é c**, que nos diz que X pode formar oxiácidos de fórmulas  $\text{HXO}$  e  $\text{HXO}_4$ .

### Exercícios complementares (página 232)

- 31) Basta seguir os números atômicos na Tabela Periódica para verificar que:

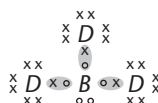
- ${}_{114}\text{G}$ : estaria na coluna 4A (óxido provável:  $\text{GO}_2$ );
- ${}_{115}\text{J}$ : estaria na coluna 5A (cloreto provável:  $\text{JCl}_3$ );
- ${}_{116}\text{L}$ : estaria na coluna 6A (composto provável:  $\text{FeL}$ );
- ${}_{117}\text{X}$ : estaria na coluna 7A (composto provável:  $\text{CaX}_2$ );
- ${}_{118}\text{Z}$ : estaria na coluna 8A — gás nobre: Z (monoatômico).

**Alternativa a**

- 33) As camadas de valência dos elementos citados têm as seguintes configurações:



Uma substância formada por dois elementos e três ligações covalentes será:



Assim, a fórmula molecular da substância é:  $\text{BD}_3$

**Alternativa e**

- 34) Temos  $\text{W}^{2-}$  ligado ao  ${}_{37}^{85}\text{Y}$ . Verifique que o elemento 37, na Tabela Periódica, é o Rb, de  $N_{\text{ox}} = +1$ . Teremos então  $\text{Y}_2\text{W}$ , que é um sal.

**Alternativa b**

### Leitura (página 233)

Dispondo de **papéis indicadores de boa qualidade**, pode-se medir o pH das chuvas em dias e locais diferentes, comparando e discutindo os valores obtidos.

### Desafio (página 235)

- 44) O composto  $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$  pode ser considerado a soma de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  com  $n\text{H}_2\text{O}$ . No  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  o  $N_{\text{ox}}$  do ferro é +3. Na sua formação  $4 \text{Fe} + 3 \text{O}_2 \longrightarrow 2 \text{Fe}_2\text{O}_3$ , o **ferro sofre oxidação** e o oxigênio sofre redução.

**Alternativa a**

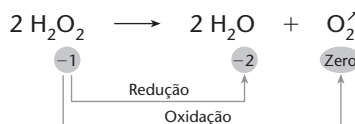
45) O  $\text{SiO}_2$  é um óxido ácido. Das alternativas apresentadas apenas o  $\text{Cl}_2\text{O}$ , também representa um óxido ácido.

**Alternativa c**

46) Mudar a água do pH = 8 para o pH = 6, significa torná-la mais ácida. Isso pode ser conseguido borbulhando-se gás carbônico na água, pois  $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_2\text{CO}_3$ . A formação do  $\text{H}_2\text{CO}_3$  torna o meio mais ácido.

**Alternativa d**

48) Na decomposição da  $\text{H}_2\text{O}_2$ , temos:



O  $N_{\text{ox}}$  do hidrogênio se mantém em +1 durante a reação. Portanto, não há vaporização de  $\text{H}_2\text{O}_2$ , mas sim liberação de  $\text{O}_2$ .

**Alternativa b**

49) Sendo  $A$ ,  $B$  e  $C$  elementos consecutivos na Tabela Periódica, e sendo  $B$  um gás nobre, o anterior ( $A$ ) é um halogênio, e o posterior ( $C$ ), um metal alcalino. Se  $A$  e  $X$  pertencem ao mesmo grupo,  $X$  também será um halogênio. Logo:

- $AC$  não pode ser molecular;
- correto:  $CA$  é a fórmula correta de um composto iônico;
- $AX$  — um composto entre dois halogênios é covalente;
- $A$  e  $X$  são bastante eletronegativos, mas o valor da eletronegatividade não é o mesmo;
- $C$  é metal alcalino, e não alcalino-terroso.

**Alternativa b**

50) c) Cálculo do valor de  $x$  em  $\text{Ca}_{10}(\text{PO}_4)_6(\text{OH})_x$ :

$$(+2) \cdot 10 + [+5 + 4 \cdot (-2)] \cdot 6 + (-2 + 1) \cdot x = 0 \Rightarrow \boxed{x = 2}$$

51) Pela localização,  $X$  encontra-se na coluna 2A, sendo, pois, o elemento  $\text{Ca}$ . Por analogia ao  $\text{MgO}$  e ao  $\text{SiO}$ , o elemento  $X$  forma o  $\text{XO}$  ( $\text{CaO}$ ). Logo, a resposta só poderá ser (a) ou (b). Como o  $X$  ( $\text{Ca}$ ) está apenas uma casa à frente do  $\text{K}$ , sua massa atômica deverá ser um pouco maior que a do  $\text{K}$  (39,1). Conseqüentemente, a sua massa atômica é 41.

**Alternativa b**

## Acompanhamento e avaliação

Utilizar um dos cartazes do capítulo 1 para explorar as funções inorgânicas e as respectivas classificações de algumas substâncias inorgânicas presentes nele.

## Capítulo 10 As reações químicas

Na abertura deste capítulo procuramos lembrar o “caminho” que estamos percorrendo no volume 1. Afinal, a Química trata da matéria, de suas transformações e da energia envolvida nessas transformações. É muito importante que o aluno perceba que, a cada capítulo, nós somente estamos aprofundando as explicações sobre a matéria e suas transformações. De fato:

- **no capítulo 1** — fizemos apenas uma introdução ao assunto;
- **no capítulo 2** — detalhamos os tipos de transformação da matéria;
- **no capítulo 3** — apresentamos as primeiras explicações para a matéria e suas transformações;
- **no capítulo 4** — detalhamos a estrutura dos átomos e consolidamos a importante idéia de elemento químico;
- **no capítulo 5** — classificamos os elementos pela periodicidade de suas propriedades;
- **no capítulo 6** — mostramos como os átomos se unem para formar as substâncias;

- **no capítulo 7** — mostramos a estrutura geométrica das moléculas;
- **no capítulo 8** — apresentamos e detalhamos os ácidos, bases e sais;
- **no capítulo 9** — apresentamos e detalhamos os óxidos e voltamos à Classificação Periódica;
- **neste capítulo** — daremos uma visão geral sobre as principais transformações sofridas pelas substâncias inorgânicas.

Enfim, é muito importante que o aluno não perca a seqüência de aprendizado e perceba que, compreendendo essa seqüência, ele estará justamente adquirindo uma primeira noção sobre o que é a Química.

## 1. Introdução (página 238)

O aluno não deve ser obrigado a decorar fórmulas e equações, mas deve entender que a linguagem das fórmulas e equações são a maneira mais prática e lógica de representar os fenômenos químicos. Ela não foi inventada para complicar, mas sim para simplificar a compreensão das transformações materiais.

Uma atividade introdutória de caráter lúdico, como a sugerida em atividades complementares no início deste manual (tópico 4 da Parte I), é extremamente útil para um melhor entendimento, por parte do aluno, sobre reações químicas, equações químicas e balanceamento.

## 2. Balanceamento das equações químicas (página 240)

Por questão de simplicidade, preferimos abordar apenas o método de **balanceamento por tentativas**.

### Exercícios (página 241)

- 6) Não é errado escrever o coeficiente 1,5. É mais comum, porém, usar a forma fracionária  $\left(\frac{3}{2}\right)$ .

Alternativa b

### Exercícios complementares (página 245)

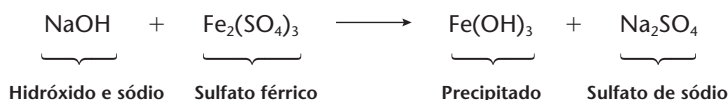
- 16) A reação no filme fotográfico é:



A reação acima é de dupla troca e os cristais amarelos formados são de brometo de prata (AgBr)

Alternativa e

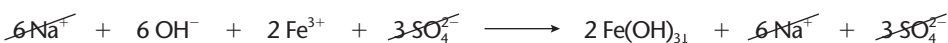
- 17) A equação química descrita no enunciado da questão é:



Balanceando a equação química, temos:



Escrevendo a equação acima na forma iônica, teremos:



Cancelando os íons que não se alteram, temos:  $\text{Fe}^{3+} + 3 \text{OH}^- \longrightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3$

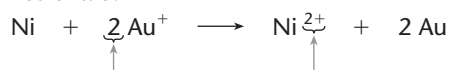
Alternativa b

## 4. Quando ocorre uma reação química? (página 246)

Neste item, é importante recordar os conceitos de oxirredução já vistos, na página 171.

### Exercícios (página 250)

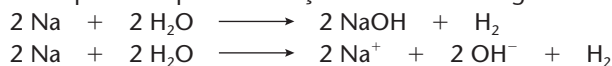
- 19) Basta lembrar que um metal desloca o **cátion** de qualquer outro metal **à sua direita** na série de reatividade. Temos então:



O coeficiente **2** acerta o balanceamento de duas cargas positivas no 1º e no 2º membros da equação.

**Alternativa c**

- 21) A equação balanceada que corresponde à reação do sódio com água é:



**Alternativa d**

- 26) Essa questão lembra a problemática geral de identificação de substâncias por meio de reações químicas, em laboratório. No caso, ocorre a reação:



Nessa reação, a presença do  $\text{H}_2\text{SO}_4$  é determinada pela formação do precipitado branco ( $\text{BaSO}_4$ ), fato que não ocorre na presença de  $\text{HCl}$ . De um modo geral, as reações de identificação são aquelas que produzem uma **cor**, ou um **precipitado**, ou a **liberação de um gás** com um cheiro reconhecível.

**Alternativa b**

- 28) Em (2) ocorre:  $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- \longrightarrow \text{AgCl} \downarrow$   
Em (4) ocorre:  $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \longrightarrow \text{BaSO}_4 \downarrow$

**Alternativa a**

### Exercícios complementares (página 251)

- 32) A segunda reação indica que o cobre é mais reativo que a prata:  $\text{Cu} > \text{Ag}$   
A terceira reação indica que o zinco é mais reativo que o cobre:  $\text{Zn} > \text{Cu}$   
Portanto, a ordem crescente de reatividade é:  $\text{Zn} > \text{Cu} > \text{Ag}$

**Alternativa a**

## 5. Resumo das principais reações envolvendo as funções inorgânicas (página 252)

Este item relata muitas reações químicas, o que pode desanimar o aluno. É importante então relembrar constantemente que a possibilidade de ocorrer uma reação decorre de alguns poucos fatores, tais como a "atração" dos metais (elementos com  $N_{\text{ox}}$  baixo) pelos não-metais (elementos com  $N_{\text{ox}}$  elevado), dos ácidos pelas bases e dos oxidantes pelos redutores, bem como dos "provocadores de reações", a saber: a liberação de um gás, a formação de um precipitado e a formação de um produto molecular (ou pouco ionizado).

### Atividades práticas (página 255)

- 1ª Informe aos alunos que um dos ingredientes do fermento em pó químico é o bicarbonato de sódio, o qual reage em meio ácido liberando gás carbônico segundo a equação química:

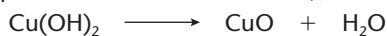


A chama do palito de madeira deve se apagar por causa do  $\text{CO}_2$  liberado pela reação acima (esse é o princípio de ação dos extintores de incêndio carregados com  $\text{CO}_2$ ).

- 2ª Sendo o sabão uma substância básica, ele fornecerá íons  $\text{OH}^-$  para a solução. A reação que ocorre é:



O  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  é um precipitado azul que, quando aquecido (isso poderá ser observado se um pouquinho do precipitado for passado a um tubo de ensaio), sofre decomposição em:



O  $\text{CuO}$  é um precipitado negro.

### Exercícios (página 255)

- 42) As peças galvanizadas são feitas de aço recoberto por uma camada de zinco. Pela ação do ar e da umidade, com o passar do tempo, o zinco se oxida formando óxido de zinco (ZnO). Por isso, antes de soldar as peças galvanizadas, devemos limpá-las para remover o ZnO superficial e, desse modo, facilitar a aderência da solda. A reação de remoção do ZnO é representada pela seguinte equação química:



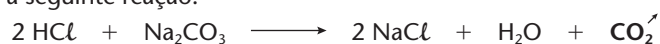
**Alternativa c**

- 48) Em A, a chama se apaga  $\Rightarrow \text{CO}_2$  (usado em extintores de incêndio)  
Em B, a chama se aviva  $\Rightarrow \text{O}_2$  (comburente, o que sustenta a combustão)  
Em C, há pequena explosão  $\Rightarrow \text{H}_2$  (explosão  $\Rightarrow 2 \text{H}_2 + \text{O}_2$  (ar)  $\longrightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$ )

**Alternativa d**

### Exercícios complementares (página 256)

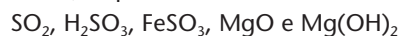
- 55) Em IV, temos a seguinte reação:



A efervescência ocorre devido ao  $\text{CO}_2$ .

**Alternativa d**

- 56) Os compostos I, II, III, IV e V são, respectivamente:



**Alternativa a**

- 57) Os compostos CaO e NaOH não reagem, pois ambos são básicos.

**Alternativa b**

- 59) Procure lembrar ao aluno que o  $\text{Na}_2\text{O}$ , o  $\text{K}_2\text{O}$  e o  $\text{Li}_2\text{O}$  são óxidos básicos, enquanto a sílica ( $\text{SiO}_2$ ) é um óxido ácido.

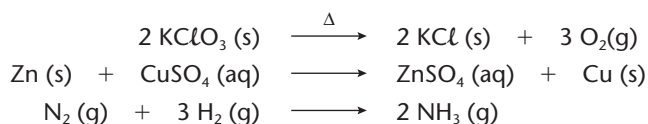
**Alternativa a**

- 60) Na queima ocorre a reação: madeira +  $\text{O}_2$  (ar)  $\longrightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ , que consome (e portanto **diminui**) o oxigênio do ar. Além da água formada na reação, o calor evapora a umidade dos vegetais e do solo,  **aumentando** a concentração do vapor de água no ar.

**Alternativa c**

### Desafio (página 259)

- 67) As reações são:



**Alternativa a**

- 69) A ordem decrescente de força como redutor é:

- Na reage com água/o Mg não  $\Rightarrow \text{Na} > \text{Mg}$
- Fe desloca o cobre  $\Rightarrow \text{Fe} > \text{Cu}$
- Cu desloca a prata presente na solução de  $\text{AgNO}_3 \Rightarrow \text{Cu} > \text{Ag}$
- fita de Mg com  $\text{HCl} \Rightarrow \text{Mg} > \text{Fe}$

Reunindo as observações acima temos:



**Alternativa b**

- 70) O metal II corresponde ao alumínio. As **alternativas a e b** estão **erradas**, pois a reação é  $2 \text{NaOH} + 2 \text{Al} + 2 \text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2 \text{NaAlO}_2 + 3 \text{H}_2$ . A **alternativa c** está **errada**, pois a solução de NaOH é básica e, portanto,  $\text{pH} > 7$ . A **alternativa d** também está **errada**, pois não temos o elemento chumbo entre os compostos nesta questão. A **alternativa e** é **correta**, pois a dissolução do NaOH em água é fortemente exotérmica, causando o aumento da temperatura.

- 71) Na reação  $6 \text{NaN}_3 (\text{s}) + \text{Fe}_2\text{O}_3 (\text{s}) \longrightarrow 3 \text{Na}_2\text{O} (\text{s}) + 2 \text{Fe} (\text{s}) + 9 \text{N}_2 (\text{g})$  o ferro sofre **redução** do  $N_{\text{ox}}$  de +3 para zero.

**Alternativa b**

- 72) Na reação:  $2 \text{ReO} + 5 \text{PbO}_2 + 8\text{H}^+ \longrightarrow 2 \text{ReO}_4^- + 5 \text{Pb}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}$



O rênio sofre oxidação, sendo, portanto, um **reduzidor**, com  $N_{\text{ox}}$  igual a +2.

**Alternativa b**

- 77) A **alternativa correta é d**, cujo gráfico apresenta duas “quedas” na massa em função da temperatura. A primeira “queda”, a 130 °C, corresponde à saída de 4 H<sub>2</sub>O (g) na primeira reação. A segunda “queda”, a 350 °C, refere-se à segunda reação, em que ocorre a saída de (CH<sub>3</sub>)<sub>2</sub>CO (g) — que é a acetona — e de CO<sub>2</sub> (g).

## Capítulo 11 Massa atômica e massa molecular

### Exercícios (página 265)

- 6) Calculando a massa atômica do lote de magnésio, temos:

$$\frac{10 \cdot 23,98504 \text{ u} + 10 \cdot 24,98584 \text{ u} + 80 \cdot 25,98259 \text{ u}}{100} = \boxed{25,68316 \text{ u}}$$

O valor está compreendido entre 24,98584 u e 25,98259 u.

**Observação:** na verdade este cálculo é desnecessário, pois, havendo 80% do isótopo – 26, o resultado final deve ser próximo da sua massa atômica que é 25,98259.

**Alternativa e**

### Exercícios (página 267)

- 9) A massa molecular do item g) Fe<sub>4</sub> [Fe (CN)<sub>6</sub>]<sub>3</sub> pode ser calculada, com mais facilidade, eliminando-se os parênteses e colchetes como se faz em matemática. Teremos então:

$$\text{Fe}_4\text{Fe}_3\text{C}_{18}\text{N}_{18} \text{ ou } \text{Fe}_7\text{C}_{18}\text{N}_{18} \Rightarrow 7 \cdot 56 \text{ u} + 18 \cdot 12 \text{ u} + 18 \cdot 14 \text{ u} = \boxed{860 \text{ u}}$$

A massa molecular do item h) Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> · 10 H<sub>2</sub>O é calculada considerando-se “à parte” o valor de 10 H<sub>2</sub>O. Portanto:

$$\text{Na}_2\text{CO}_3 + 10 \text{H}_2\text{O} \Rightarrow 2 \cdot 23 \text{ u} + 12 \text{ u} + 3 \cdot 16 \text{ u} + 10 \cdot 18 \text{ u} = \boxed{286 \text{ u}}$$

- 11) A fórmula do ácido clórico é HClO<sub>3</sub>. Reunindo os isótopos mais “leves”, e em seguida os mais “pesados”, teremos:

- H<sup>1</sup>Cl<sup>35</sup>O<sub>3</sub><sup>16</sup>: (massa molecular) = 1 + 35 + 3 · 16 ⇒ (massa molecular) = 84 u (mínima)

- H<sup>3</sup>Cl<sup>37</sup>O<sub>3</sub><sup>18</sup>: (massa molecular) = 3 + 37 + 3 · 18 ⇒ (massa molecular) = 94 u (máxima)

**Alternativa b**

### Exercícios (página 270)

A partir deste ponto, as potências de 10 aparecerão com grande frequência. Assim sendo, é importante habituar os alunos a empregá-las corretamente, lembrando-se de três propriedades das potências:

a) Multiplicação de potências de mesma base:  $10^a \cdot 10^b = 10^{a+b}$

b) Divisão de potências de mesma base:  $\frac{10^a}{10^b} = 10^{a-b}$

c) Potência de potência:  $(10^a)^b = 10^{a \cdot b}$



$$15) \left. \begin{array}{l} 1 \text{ mol de Au} \Rightarrow 197 \text{ g} \text{ ————— } 6,02 \cdot 10^{23} \text{ átomos} \\ 10^{-8} \text{ g} \text{ ————— } x \end{array} \right\} \boxed{x = 3 \cdot 10^{13} \text{ átomos de Au}}$$

Alternativa e

16)  $18 \text{ cm}^3$  de água, com densidade  $1 \text{ g/cm}^3$ , representam  $18 \text{ g}$  de água, que por coincidência já é  $1 \text{ mol}$  de água.

Portanto, são ingeridas, de cada vez,  $6,02 \cdot 10^{23}$  moléculas de água.

Alternativa d

20)

1 g de <i>Spirulina platensis</i> contém		
Elemento	Carbono	Hidrogênio
Porcentagem em massa	48%	7%
Massa total	0,48 g	0,07 g
Número de mols	$\frac{0,48}{12} = 0,04$	$\frac{0,07}{1} = 0,07$
Número de átomos	$0,04 \cdot 6 \cdot 10^{23} = \boxed{2,4 \cdot 10^{22}}$	$0,07 \cdot 6 \cdot 10^{23} = \boxed{4,2 \cdot 10^{22}}$

Alternativa b

$$27) \left. \begin{array}{l} 1,8 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \text{ ————— } 18,0 \text{ g} \\ 6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \text{ ————— } M_A \end{array} \right\} \boxed{M_A = 60,0 \text{ g/mol}}$$

Alternativa b

33) Basta calcular a quantidade de **mols** de cada elemento que a quantidade de **átomos** será proporcional:

$$\text{em II: } 100 \text{ mol de hélio} \Rightarrow 100 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \Rightarrow 6,02 \cdot 10^{25} \text{ átomos de hélio}$$

$$\text{em III: } 100 \text{ g de chumbo} \Rightarrow \frac{100}{207} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \Rightarrow 2,91 \cdot 10^{23} \text{ átomos de chumbo}$$

$$\text{em IV: } 100 \text{ g de hélio} \Rightarrow \frac{100}{4} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \Rightarrow 1,50 \cdot 10^{25} \text{ átomos de hélio}$$

Veja que em (I) só existem 100 átomos de chumbo.

Portanto, a ordem crescente de número de átomos é:

$$\boxed{\text{I} < \text{III} < \text{IV} < \text{II}}$$

Alternativa c

35) A massa molecular da vitamina C ( $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$ ) é:

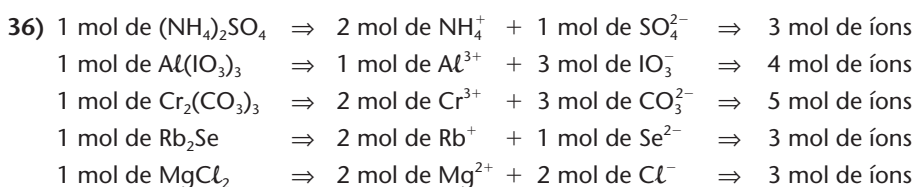
$$\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6 \Rightarrow 6 \cdot 12 \text{ u} + 8 \cdot 1 \text{ u} + 6 \cdot 16 \text{ u} = 176 \text{ u}$$

A dose recomendada é de  $62 \text{ mg}$  de vitamina C (ou  $0,062 \text{ g}$ ). Assim, temos:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{0,062}{176} = 0,000352 \Rightarrow n = 3,52 \cdot 10^{-4} \text{ mol de vitamina C}$$

$$\text{Temos então: } \frac{2,1 \cdot 10^{-2}}{3,52 \cdot 10^{-4}} \approx 60 \text{ vezes maior que a dose recomendada}$$

Alternativa b



Alternativa a

### Exercícios complementares (página 273)

$$37) \quad \left. \begin{array}{l} 100 \text{ g de salsicha} \text{ ————— } 0,002 \text{ g de corante} \\ 500 \text{ g de salsicha} \text{ ————— } x \end{array} \right\} x = 0,010 \text{ g de corante}$$

Massa molecular do urucum = 394 g/mol

$$\text{Quantidade de mols: } n = \frac{m}{M} = \frac{0,010}{394} \Rightarrow n = 2,54 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$$

$$\text{Quantidade de moléculas: } 2,54 \cdot 10^{-5} \times 6,02 \cdot 10^{23} \Rightarrow \boxed{1,5 \cdot 10^{19} \text{ moléculas}}$$

**Alternativa c**

43) Cálculo da massa de prata na liga metálica:

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ mol de Ag} \Rightarrow 6,02 \cdot 10^{23} \text{ átomos} \text{ ————— } 107,87 \text{ g} \\ 5,03 \cdot 10^{22} \text{ átomos} \text{ ————— } x \end{array} \right\} x = 9,01 \text{ g de Ag}$$

Cálculo da porcentagem de prata:

$$\left. \begin{array}{l} 9,73 \text{ g} \text{ ————— } 100\% \text{ da liga} \\ 9,01 \text{ g} \text{ ————— } y \end{array} \right\} y = 92,63\% \text{ de Ag}$$

Cálculo da porcentagem de cobre:

$$100\% - 92,63\% = 7,37\% \text{ de Cu}$$

Portanto, a composição da liga é:

$$\boxed{92,63\% \text{ de Ag e } 7,37\% \text{ de Cu}}$$

$$45) \quad \left. \begin{array}{l} 1 \text{ molécula A} \longrightarrow 5,0 \cdot 10^{-23} \text{ g} \\ 6,02 \cdot 10^{23} \text{ molécula A} \longrightarrow M \end{array} \right\} \boxed{M \approx 30 \text{ u}}$$

51) Quantidade de mols de açúcar:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{6,8}{340} \Rightarrow n = 2,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

Quantidade de mols de aspartame:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{0,042}{300} \Rightarrow n = 1,4 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

A relação entre os números de moléculas (pedida) é igual à relação entre o número de mols. Portanto:

$$\frac{2,0 \cdot 10^{-2}}{1,4 \cdot 10^{-4}} = 1,4 \cdot 10^2 = 140$$

**Alternativa d**

52) Na situação inicial, temos 640 mg (ou 0,64 g) de  $\text{CH}_4$ , o que equivale a:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{0,64}{16} \Rightarrow n = 0,04 \text{ mol}$$

$$\text{Quantidade retirada: } \left\{ \begin{array}{l} 6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \text{ ————— } 1 \text{ mol} \\ 12,04 \cdot 10^{20} \text{ moléculas} \text{ ————— } x \end{array} \right\} x = 0,002 \text{ mol}$$

$$\text{Resta no cilindro: } 0,04 \text{ mol} - 0,002 \text{ mol} = \boxed{0,038 \text{ mol de } \text{CH}_4}$$

### Desafio (página 276)

57) A massa molecular do  $\text{YBa}_2\text{Cu}_3\text{O}_7$  é 666,2 g/mol. Temos então:  $n = \frac{m}{M} = \frac{6,67}{666,2} \Rightarrow n \approx 0,01 \text{ mol}$ . Multiplicando esse valor por  $6,02 \cdot 10^{23}$ , obteremos  $6,02 \cdot 10^{21}$  moléculas; e multiplicando esse valor por 13 (número de átomos no  $\text{YBa}_2\text{Cu}_3\text{O}_7$ ), teremos  $13 \cdot 6,02 \cdot 10^{21}$  átomos.

**Alternativa e**

58) 1 mol de sacarose contém  $6,0 \cdot 10^{23}$  partículas (moléculas  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ ); 0,5 mol de NaCl contém  $0,5 \cdot 6,0 \cdot 10^{23}$  "moléculas" NaCl ou  $2 \cdot 0,5 \cdot 6,0 \cdot 10^{23}$  íons  $\text{Na}^+$  e íons  $\text{Cl}^-$ . Portanto, o total de partículas é:

$$6,0 \cdot 10^{23} + 6,0 \cdot 10^{23} \Rightarrow \boxed{1,2 \cdot 10^{24} \text{ partículas}}$$

**Alternativa d**

$$59) \text{ No fio de ouro: } n = \frac{m}{M} = \frac{180,0}{197} \Rightarrow n = 0,9 \text{ mol de ouro}$$

$$\text{No fio de cobre: } n = \frac{m}{M} = \frac{63,5}{63,5} \Rightarrow n = 1 \text{ mol de cobre}$$

Como o número de átomos é proporcional ao número de mols, concluímos que o fio de cobre tem maior número de átomos.

**Resposta: 02**

60) Cálculo da quantidade de  $\text{Hg}^{2+}$  por quilo de atum:

$$\left. \begin{array}{l} 25 \text{ g de atum} \text{ ————— } 2,1 \cdot 10^{-7} \text{ mol de } \text{Hg}^{2+} \\ 1.000 \text{ g de atum} \text{ ————— } x \end{array} \right\} x = 8,4 \cdot 10^{-6} \text{ mol de } \text{Hg}^{2+}$$

A massa molar do  $\text{Hg}^{2+}$  é 200 g/mol. Temos, pois:

$200 \text{ g/mol} \cdot 8,4 \cdot 10^{-6} \text{ mol de } \text{Hg}^{2+} = 1,68 \cdot 10^{-3} \text{ g de } \text{Hg}^{2+}$  por kg de atum, que é maior do que o valor permitido ( $0,50 \cdot 10^{-3} \text{ g/kg}$ ). Portanto, o atum deve ser confiscado.

61) a) A massa atômica do elemento antimônio é:

$$\frac{120,9x + 122,9 \cdot (100 - x)}{100} = 121,7 \Rightarrow \boxed{x = 60\% \text{ de } ^{121}\text{Sb e } 100 - x = 40\% \text{ de } ^{123}\text{Sb}}$$

$$\text{b) } d = \frac{m}{V} \Rightarrow m = 2,702 \cdot 2 \Rightarrow m = 5,404 \text{ g de Al}$$

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ mol de Al} \Rightarrow 26,98 \text{ g} \text{ ————— } 6,02 \cdot 10^{23} \text{ átomos} \\ 5,404 \text{ g} \text{ ————— } x \end{array} \right\} \boxed{x = 1,20 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Al}}$$

62) a) O valor 24,3 g/mol, sendo próximo do número de massa 24, já indica que o isótopo mais abundante é o magnésio-24.

$$\text{b) } \text{MgCl}_2 \left\{ \begin{array}{l} 24 \text{ g} + 35 \text{ g} + 35 \text{ g} = \boxed{94 \text{ g}} \\ 24 \text{ g} + 35 \text{ g} + 37 \text{ g} = \boxed{96 \text{ g}} \\ 24 \text{ g} + 37 \text{ g} + 37 \text{ g} = \boxed{98 \text{ g}} \end{array} \right.$$

## Capítulo 12 Estudo dos gases

Este capítulo é o mais longo do livro. No entanto, o professor poderá ganhar tempo se os alunos já conhecerem a parte “física” dos gases, que vai até o item 10: Gás perfeito e gás real. Também são menos importantes os itens 15: Densidade dos gases e 16: Difusão e efusão dos gases. Relembramos que, para a resolução de problemas com gases, são suficientes o conceito de volume molar e a equação de Clapeyron.

### Atividades práticas (página 287)

- 1<sup>a</sup> Após certo tempo sob o sol, o volume de ar contido dentro do saco aumentará por causa da dilatação do ar provocada pela energia solar.
- 2<sup>a</sup> Quando o êmbolo é pressionado, a pressão externa aumenta e, conseqüentemente, o volume ocupado pelo ar na seringa diminui. Ao soltar o êmbolo, a pressão externa diminui até retornar à pressão atmosférica — observa-se que o volume ocupado pelo ar dentro da seringa aumenta. Isso ocorre porque, a uma mesma temperatura, o volume ocupado por uma determinada massa gasosa é inversamente proporcional à sua pressão (Lei de Boyle-Mariotte).
- 3<sup>a</sup> Após certo tempo no congelador (ou no *freezer*), o volume de ar contido dentro do balão diminuirá, e após retirá-lo o volume voltará ao valor inicial. Isso acontece porque, sob pressão constante, o volume ocupado por determinada massa gasosa é diretamente proporcional à sua temperatura absoluta (Lei de Gay-Lussac).

**Exercícios (página 288)**

- 11) Na beira da praia, a pressão atmosférica é de 1,0 atm. A 900 m de altitude, a pressão é 10% menor, ou seja, 0,9 atm. Temos então:

$$P_1 V_1 = P_2 V_2 \Rightarrow 1 \cdot 1 = 0,9 \cdot V_2 \Rightarrow V_2 = 1,1 \text{ L}$$

**Alternativa d**

12)  $\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \Rightarrow \frac{4}{(7 + 273)} = \frac{P_2}{(37 + 273)} \Rightarrow P_2 = 4,4 \text{ atm}$

**Alternativa b**

- 16) Nos pontos assinalados notamos que:

$$8 \cdot 2.250 = 10 \cdot 1.800 = 15 \cdot 1.200 = 26 \cdot 692,3$$

Portanto, concluímos que o produto  $PV$  é constante.

**Alternativa a**

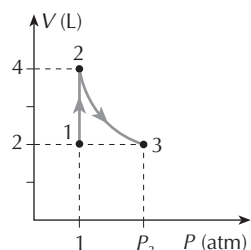
**Exercícios complementares (página 290)**

- 23) A 30 m de profundidade, a pressão é dada pela soma de 3 atm (pressão exercida pela coluna d'água de 30 m) com 1 atm (pressão ao nível do mar). Portanto, a pressão total é de 4 atm.

Portanto, temos:  $P_1 V_1 = P_2 V_2 \Rightarrow 1 \cdot 1 = 4 \cdot V_2 \Rightarrow V_2 = 0,25 \text{ L ou } 250 \text{ mL}$

**Alternativa d**

- 28) O gráfico abaixo representa as transformações que ocorrem:



No trecho ① → ② (expansão isobárica)

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} \Rightarrow \frac{2}{300} = \frac{4}{T_2} \Rightarrow T_2 = 600 \text{ K}$$

No trecho ② → ③ (compressão isotérmica)

$$\frac{P_2 V_2}{T_2} = \frac{P_3 V_3}{T_3} \Rightarrow 1 \cdot 4 = P_3 \cdot 2 \Rightarrow P_3 = 2 \text{ atm}$$

- 30) A **alternativa correta é c**, pois as demais apresentam situações impossíveis em uma simples expansão isotérmica: em (a), aumenta o número de moléculas e de átomos; em (b), as moléculas não estão dispersas por todo o recipiente, como deve ocorrer com um gás; em (d), as moléculas "cresceram"; e em (e), as moléculas se dividiram em átomos.

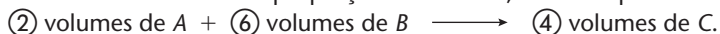
**Exercícios (página 293)**

- 33) A massa total não varia de acordo com a Lei de Lavoisier e o número total de átomos também não varia de acordo com a Teoria Atômica.

**Alternativa c**

- 38) No 1º experimento temos: ① volume de A + ③ volumes de B → ② volumes de C. Em qualquer outro experimento, essa proporção deverá se manter. Assim, no 2º experimento:

- são misturados ③ volumes de A e ⑥ volumes de B;
- para que se mantenha a mesma proporção vista acima, somente poderão reagir:



O volume final será, portanto, a soma dos ④ volumes de C que foram formados mais ① volume de A (3 - 2), que sobrou após a reação. Logo, o volume final será igual a 5 volumes.

**Alternativa c**

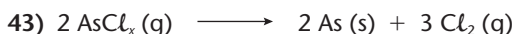
**Exercícios complementares (página 294)**

- 41) Pela equação, vemos que a redução da quantidade de mols é de 4 para 2; conseqüentemente, a contração volumétrica será também de 4 para 2, ou seja, uma redução de 50%.

**Alternativa c**

- 42) Falando-se em **recipientes fechados**, conclui-se que os volumes permaneceram constantes. Não sendo mencionada nenhuma variação de temperatura, conclui-se que ela também permaneceu constante. Logo, a variação de pressão somente poderá ser causada pela variação da quantidade em mols durante a reação. Ora, somente nas reações I e IV temos variações nas quantidades em mols.

**Alternativa c**



Contando o número de átomos de cloro, temos:  $2x = 3 \cdot 2 \Rightarrow x = 3$

**Alternativa c**

### Exercícios (página 297)

47) 
$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ mol} \text{ ————— } 25 \text{ litros} \\ 100 \text{ mol} \text{ ————— } V \end{array} \right\} x = 2500 \text{ L} \Rightarrow x = 2,5 \cdot 10^3 \text{ L}$$

**Alternativa d**

- 50) Se 1 mol de  $\text{CO}_2$  a  $25^\circ\text{C}$  ocupa 24,5 L e exerce a pressão de 1 atm, então 5 mol de  $\text{CO}_2$ , com o mesmo volume e à mesma temperatura, exercerá pressão de **5 atm**.

**Alternativa b**

58)  $4,6 \cdot 10^4 \mu\text{g} (\text{micrograma}) = 4,6 \cdot 10^4 \cdot 10^{-6} \text{ g} = 4,6 \cdot 10^{-2} \text{ g}$

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ mol de CO} = 28 \text{ g} \longrightarrow 6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \\ 4,6 \cdot 10^{-2} \text{ g} \longrightarrow x \end{array} \right\} \begin{array}{l} x = 0,989 \cdot 10^{21} \text{ moléculas} \\ \Rightarrow x \approx 10^{21} \text{ moléculas} \end{array}$$

**Alternativa d**

61) 
$$\left. \begin{array}{l} P_A V_A = n_A R T_A \quad (1) \\ P_B V_B = n_B R T_B \quad (2) \end{array} \right\}$$

Dividindo (1) por (2) e aplicando as relações, temos:

$$\frac{2P_B \cdot 2V_B}{P_B \cdot V_B} = \frac{n_A \cdot T_A}{20 \cdot 5T_A} \Rightarrow n_A = 400 \text{ mol}$$

**Alternativa a**

63)  $PV = nRT \Rightarrow 2,0 \cdot 16,4 = n \cdot 0,082 \cdot 400 \Rightarrow n = 1 \text{ mol}$

Somente na **alternativa d** temos 64 g coincidindo com 1 mol de  $\text{SO}_2$  (64 g/mol)

**Alternativa d**

- 64) As pressões serão iguais nos casos em que houver a mesma quantidade de mols. Logo:

- Para o acetileno ( $\text{C}_2\text{H}_2$ ):  $n = \frac{1.300 \text{ g}}{26 \text{ g/mol}} \Rightarrow n = 50 \text{ mol}$

- Para o óxido de dinitrogênio ( $\text{N}_2\text{O}$ ):  $n = \frac{1.600 \text{ g}}{44 \text{ g/mol}} \Rightarrow n = 36,36 \text{ mol}$

- Para o oxigênio ( $\text{O}_2$ ):  $n = \frac{1.600 \text{ g}}{32 \text{ g/mol}} \Rightarrow n = 50 \text{ mol}$

**Alternativa a**

- 65) Nas mesmas condições de  $P$  e  $T$ , volumes iguais de gases diferentes têm o mesmo número de moléculas (ou de mols). Portanto, usando-se as massas molares de cada gás, teremos:

I – 10 L de xenônio tem  $x$  mols  $\Rightarrow m = x \cdot 131 = 131 x$

II – 20 L de cloro tem  $2x$  mols  $\Rightarrow m = 2x \cdot 71 = 142 x$

III – 30 L de  $\text{C}_4\text{H}_{10}$  tem  $3x$  mols  $\Rightarrow m = 3x \cdot 58 = 174 x$

IV – 40 L de  $\text{CO}_2$  tem  $4x$  mols  $\Rightarrow m = 4x \cdot 44 = 176 x$

V – 50 L de Ne tem  $5x$  mols  $\Rightarrow m = 5x \cdot 20 = 100 x$

Portanto, a maior massa está em IV.

**Alternativa d**

$$67) \bullet \text{ No tubo fechado: } 3,2 \cdot \mathcal{V} = \frac{4}{M} RT \quad \left. \begin{array}{l} \\ \bullet \text{ No tubo aberto: } 0,8 \cdot \mathcal{V} = \frac{m}{M} RT \end{array} \right\} 4 = \frac{4}{m} \Rightarrow m = 1 \text{ g}$$

Se o tubo continha 4 g de gás e depois de aberto sobrou apenas 1 g de gás, concluímos que escaparam  $4 - 1 = \boxed{3 \text{ g}}$ .

$$68) \bullet \text{ Caldeira aberta a } 27^\circ\text{C: } P \cdot 5\mathcal{V} = \frac{m}{M} R \cdot 300 \quad \left. \begin{array}{l} \\ \bullet \text{ Caldeira aberta a } \theta \text{ (}^\circ\text{C): } P \cdot 5\mathcal{V} = \frac{2}{M} RT \end{array} \right\} \frac{1}{1} = \frac{m \cdot 300}{\frac{m}{2} T} \Rightarrow T = 600 \text{ K}$$

$$\text{Como } T = \theta + 273, \text{ temos: } \theta = 600 - 273 \Rightarrow \boxed{\theta = 327^\circ\text{C}}$$

**Alternativa c**

### Exercícios complementares (página 300)

72) Pela equação  $PV = nRT$  vemos que a pressão ( $P$ ) é diretamente proporcional à quantidade de mols ( $n$ ).

**Alternativa e**

74) Aplicando-se a equação de Clapeyron, temos:

$$PV = \frac{m}{M} RT \Rightarrow 1,2 \cdot \frac{656}{1.000} = \frac{0,8}{M} \cdot 0,082 \cdot (63 + 273) \Rightarrow M = 28 \text{ g}$$

A única alternativa em que  $M = 28 \text{ g}$  é aquela em que aparece o  $\text{N}_2$ .

**Alternativa b**

78) Levando-se em conta que  $PV = \frac{m}{M} RT$ , e que vamos comparar gases com  $P$ ,  $V$  e  $T$  iguais, basta compararmos os respectivos valores de  $\frac{m}{M}$ .

Sendo assim, basta procurar outro gás que apresente a mesma relação  $\frac{m}{M}$  dada para os

14 g de  $\text{N}_2$   $\left( \frac{m}{M} = \frac{14 \text{ g}}{28 \text{ g/mol}} = 0,5 \text{ mol} \right)$ . Olhando para a tabela, temos:

- para o  $\text{CO}$ ,  $\frac{22}{28} = 0,78$
- para o  $\text{C}_2\text{H}_6$ ,  $\frac{22}{30} = 0,73$
- para o  $\text{NO}$ ,  $\frac{22}{30} = 0,73$
- para o  $\text{C}_3\text{H}_8$ ,  $\frac{22}{44} = \boxed{0,5}$
- para o  $\text{CO}_2$ ,  $\frac{22}{44} = \boxed{0,5}$

**Alternativa a**

80) Volumes iguais, à mesma temperatura e com o mesmo número de moléculas gasosas, correspondem à mesma pressão, de acordo com a lei de Avogadro.

**Alternativa b**

82) Se o recipiente permanece sempre aberto, a pressão interna será sempre constante e igual à pressão externa (do ambiente). Portanto:

$$\bullet \text{ no estado inicial: } P\mathcal{V} = nR \cdot 298 \quad \left. \begin{array}{l} \\ \bullet \text{ após aquecimento: } P\mathcal{V} = \frac{n}{5} RT \end{array} \right\} 1 = \frac{298}{\frac{T}{5}} \Rightarrow T = 1.490 \text{ K ou } 1.217^\circ\text{C}$$

**Alternativa a**

### Exercícios (página 305)

84) Se no segundo balão temos vácuo, o problema é o de uma expansão isotérmica do oxigênio de 5 litros para  $(5 + 7)$  litros:

$$P_1 V_1 = P_f V_f \Rightarrow 3 \cdot 5 = P_f \cdot 12 \Rightarrow \boxed{P_f = 1,25 \text{ atm}}$$

**Alternativa a**

$$86) \frac{P_1 V_1}{T_1} + \frac{P_2 V_2}{T_2} = \frac{PV}{T} \Rightarrow \frac{760 \cdot 2}{273} + \frac{700 \cdot 3}{300} = \frac{P \cdot 4}{290} \Rightarrow P \approx 911 \text{ mmHg}$$

92) Do volume total (224 litros) somente 1% será de argônio. Portanto, temos 2,24 litros de argônio:

$$\left. \begin{array}{l} 22,4 \text{ L (CNPT)} \text{ ————— } 1 \text{ mol} = 40 \text{ g} \\ 2,24 \text{ L (CNPT)} \text{ ————— } x \end{array} \right\} x = 4 \text{ g}$$

**Alternativa e**

$$94) PV = (\Sigma n)RT \Rightarrow 1,64 \cdot 15 = (\Sigma n) \cdot 0,082 \cdot 300 \Rightarrow \Sigma n = 1 \text{ mol}$$

$$\text{Em 1 mol da mistura há} \left\{ \begin{array}{l} \bullet 20\% \text{ de } \text{CH}_4 \Rightarrow 0,2 \text{ mols de } \text{CH}_4 \Rightarrow 0,2 \cdot 16 \Rightarrow m_1 = 3,2 \text{ g de } \text{CH}_4 \\ \bullet 80\% \text{ de } \text{C}_2\text{H}_6 \Rightarrow 0,8 \text{ mols de } \text{C}_2\text{H}_6 \Rightarrow 0,8 \cdot 30 \Rightarrow m_2 = 24 \text{ g de } \text{C}_2\text{H}_6 \end{array} \right.$$

$$\text{sendo: } \frac{p_1}{P} = \frac{n_1}{\Sigma n}, \text{ temos:} \left\{ \begin{array}{l} \bullet \text{ para o } \text{CH}_4: \frac{p_1}{1,64} = \frac{0,2}{1} \Rightarrow p_1 = 0,328 \text{ atm} \\ \bullet \text{ para o } \text{C}_2\text{H}_6: \frac{p_2}{1,64} = \frac{0,8}{1} \Rightarrow p_2 = 1,312 \text{ atm} \end{array} \right.$$

96) Questões desse tipo são trabalhosas, pois exigem o cálculo de cada alternativa para confirmarmos a alternativa correta. Assim, temos:

$$a) PV = (\Sigma n) RT \Rightarrow 1 \cdot V = \left( \frac{64}{32} + \frac{36}{2} \right) \cdot 0,082 \cdot 300 \Rightarrow V = 492 \text{ L}$$

b) Como  $\Sigma n = 20 \text{ mol}$  e  $n_{\text{O}_2} = 2 \text{ mol}$  e  $n_{\text{H}_2} = 18 \text{ mol}$ , temos que a composição molar da mistura é: 10% de  $\text{O}_2$  e 90% de  $\text{H}_2$

$$c) M_{\text{média}} = 0,10 \cdot 32 + 0,9 \cdot 2 \Rightarrow M_{\text{média}} = 5 \text{ u}$$

$$d) \frac{n_{\text{O}_2}}{\Sigma n} = \frac{p_{\text{O}_2}}{P} \Rightarrow \frac{2}{20} = \frac{p_{\text{O}_2}}{1} \Rightarrow p_{\text{O}_2} = 0,1 \text{ atm}$$

$$e) \Sigma n = 20 \text{ mol}$$

**Alternativa b**

97) Questão também trabalhosa. Devemos calcular a quantidade de mols em cada alternativa, e naquela em que houver maior quantidade de mols haverá o maior número de moléculas. Logo:

$$a) PV = nRT \Rightarrow 1 \cdot 1 = n \cdot 0,082 \cdot 273 \Rightarrow n = 0,044 \text{ mol}$$

b) Mesma resposta do item a)

$$c) PV = nRT \Rightarrow 2 \cdot 1 = n \cdot 0,082 \cdot (-73 + 273) \Rightarrow n = 0,12 \text{ mol}$$

$$d) PV = nRT \Rightarrow 1 \cdot 1 = n \cdot 0,082 \cdot (27 + 273) \Rightarrow n = 0,04 \text{ mol}$$

$$e) PV = nRT \Rightarrow 1,5 \cdot 1 = n \cdot 0,082 \cdot (127 + 273) \Rightarrow n = 0,045 \text{ mol}$$

**Alternativa c**

$$98) \left. \begin{array}{l} 10 \text{ volumes de CO} \text{ ————— } 10^6 \text{ volumes de ar} \\ x \text{ ————— } 10^3 \text{ m}^3 \text{ de ar} \end{array} \right\} x = 0,010 \text{ m}^3 \text{ de CO}$$

**Alternativa e**

### Exercícios complementares (página 310)

103) Basta calcular a pressão da mistura, que será igual à pressão a ser aplicada sobre o êmbolo, ou seja:

$$PV = (n_{\text{He}} + n_{\text{H}_2})RT$$

$$P \cdot 10 = \left( \frac{2 \text{ g}}{4 \text{ g/mol}} + 0,25 \text{ mol} \right) \cdot 0,082 \cdot (127 + 273) \Rightarrow P = 2,46 \text{ atm}$$

**Alternativa a**

107) Cálculo da quantidade de mols de CO para que seja atingida a concentração letal:

$$PV = nRT \Rightarrow 0,004 \cdot 4,1 \cdot 10^4 = n \cdot 0,082 \cdot 300 \Rightarrow n = 6,6 \text{ mol de CO}$$

Considerando que o carro produz 0,60 mol de CO por minuto, temos:

$$\left. \begin{array}{l} 0,60 \text{ mol} \text{ ————— } 1 \text{ minuto} \\ 6,6 \text{ mol} \text{ ————— } x \end{array} \right\} \boxed{x = 11 \text{ minutos}}$$

108) 39 kg de ar = 39.000 g  $\Rightarrow V = \frac{m}{d} = \frac{39.000}{1,3} \Rightarrow V = 30.000$  litros de ar

$$50 \text{ ppm} \left\{ \begin{array}{l} 1.000.000 \text{ L de ar} \text{ ————— } 50 \text{ L de NH}_3 \\ 30.000 \text{ L de ar} \text{ ————— } x \text{ L de NH}_3 \end{array} \right\} x = 1,5 \text{ L por dia (24 horas)}$$

Como o indivíduo trabalha 8 horas por dia, temos:

$$\left. \begin{array}{l} 24 \text{ horas} \text{ ————— } 1,5 \text{ L} \\ 8 \text{ horas} \text{ ————— } y \end{array} \right\} \boxed{y = 0,5 \text{ L ou } 500 \text{ mL}} \quad \text{Alternativa b}$$

109) As pressões parciais do CO<sub>2</sub> e do NO<sub>2</sub> não se alteram durante o processo. Portanto, ao CO<sub>2</sub> e ao NO<sub>2</sub> corresponderão duas retas horizontais, estando a do CO<sub>2</sub> **acima** da do NO<sub>2</sub>, pois a quantidade de mols do primeiro é maior que a do segundo (0,5 mol de CO<sub>2</sub> e 0,2 mols de NO<sub>2</sub>). A pressão parcial do N<sub>2</sub> vai aumentando até se introduzir os 0,3 mol de N<sub>2</sub> no recipiente. Sua representação será uma reta crescente que termina entre as horizontais do CO<sub>2</sub> e do NO<sub>2</sub>, pois: 0,5 mol de CO<sub>2</sub> > 0,3 mol de N<sub>2</sub> > 0,2 mol de NO<sub>2</sub>. A representação da pressão total também será uma reta crescente, pois é a soma das pressões parciais.

Alternativa a

### Atividades práticas (página 313)

1ª Recomenda-se que o experimento seja realizado o mais afastado possível de qualquer fonte de aquecimento ou de energia (chamas, rede elétrica, etc.), pois haverá a produção de gás hidrogênio — **gás altamente inflamável** —, que sairá pela extremidade do tubo (o qual estará mergulhado na solução concentrada de detergente) na forma de bolhas de hidrogênio. Estas bolhas, sendo menos densas que o ar, irão subir.

### Exercícios (página 314)

113) a)  $d = \frac{m}{V} \Rightarrow d = \frac{28,0}{22,4} \Rightarrow \boxed{d = 1,25 \text{ g/L}}$

b) Se 22,4 de L de X<sub>2</sub> pesam 28,0 g, então 28,0 g/mol já é a massa molar de X<sub>2</sub>. Consequentemente, cada átomo X “pesará”  $\frac{28,0}{2}$ . Portanto:  $\boxed{14 \text{ u}}$ .

### Exercícios complementares (página 315)

126) O único gás que pode ser recolhido sobre água é o metano, que é praticamente insolúvel em água, podendo ser recolhido pelo dispositivo III. A amônia (NH<sub>3</sub>) é menos densa que o ar, podendo ser recolhida em I. Já o cloro (Cl<sub>2</sub>) é mais denso que o ar, devendo ser recolhido em II.

Alternativa b

### Questões sobre a leitura (página 320)

139) Pela lei (160 µg de O<sub>3</sub>/m<sup>3</sup> de ar):  $n = \frac{160 \cdot 10^{-6}}{48} \Rightarrow 3,33 \cdot 10^{-6} \text{ mol de O}_3/\text{m}^3$

Em 30/07/95 (760 µg de O<sub>3</sub>/m<sup>3</sup> de ar):  $n = \frac{760 \cdot 10^{-6}}{48} \Rightarrow 15,83 \cdot 10^{-6} \text{ mol de O}_3/\text{m}^3$

O número de mols de O<sub>3</sub> por m<sup>3</sup> de ar acima do limite permitido por lei é dado por:

$$15,83 \cdot 10^{-6} - 3,33 \cdot 10^{-6} = 12,5 \cdot 10^{-6} \Rightarrow 1,25 \cdot 10^{-5} \text{ mol de O}_3/\text{m}^3 \text{ de ar}$$

Alternativa a



$$140) PV = nRT \Rightarrow 1,5 \cdot 15 = \frac{98,1}{M_{ap.}} \cdot 0,082 \cdot 288 \Rightarrow M_{ap.} = 102,96 \text{ g}$$

Calculando as massas molares das respostas sugeridas, temos:

- a) 121 g    c) entre 104,5 e 121 g    e) 178 g  
 b) 104,5 g    d) 149,5 g

Portanto, a resposta mais próxima de 102,96 é a **alternativa b**.

**Desafio** (página 320)

141) O caminho livre médio fica inalterado, pois o volume do recipiente é constante. A frequência de colisões aumenta, pois o aumento de temperatura provoca o aumento da velocidade média das moléculas.

**Alternativa a**

142) Massa molar do etano:  $C_2H_6 \Rightarrow 12 \cdot 2 + 1 \cdot 6 = 30 \text{ g/mol}$

A “queda de pressão”, igual a 0,6 atm, correspondente ao etano perdido. Portanto:

$$0,6 \cdot (12,3 \cdot 1.000) = \frac{m}{30} \cdot 0,082 \cdot 250 \Rightarrow m = 10.800 \text{ g (ou 10,8 kg)}$$

143) a)  $P = 1 \text{ atm}$ , pois o ponto considerado corresponde a 1 mol a 0 °C, ocupando 22,4 L (valores que, em conjunto, caracterizam as CNPT).

b) Na isoterma de  $T$  (em Kelvins), o ponto corresponde a 2 atm e 22,4 L. Temos então:

$$PV = nRT \Rightarrow 2 \cdot 22,4 = 1 \cdot 0,082 \cdot T \Rightarrow T = 546 \text{ K}$$

144) 1ª situação — temos 4 g de  $H_2$  (ou seja, 2 mol de  $H_2$ ) e  $x$  mol de He:

$$PV = (2 + x)RT \quad (\text{I})$$

2ª situação — somam-se 10 g de  $H_2$  (ou seja, 5 mol de  $H_2$ ) à mistura gasosa:

$$P \cdot 2V = (2 + x + 5)RT \Rightarrow 2PV = (7 + x)RT \quad (\text{II})$$

Dividindo (I) por (II):  $\frac{1}{2} = \frac{2+x}{7+x} \Rightarrow x = 3$

Portanto, temos: 3 mol de He  $\Rightarrow$  12 g de He

145) O volume do cilindro é constante (15 L). A temperatura é considerada constante (25 °C). Portanto, o consumo da mistura gasosa corresponde à variação da pressão (200 atm – 50 atm = 150 atm). Assim sendo, temos:

- consumo total da mistura, em mols:  $150 \cdot 15 = n \cdot 0,082 \cdot 298 \Rightarrow n = 92 \text{ mol}$
- a mistura contém 32% de  $O_2$ :  $0,32 \cdot 92 \text{ mol} = 29,5 \text{ mol de } O_2$
- o  $O_2$  foi consumido em 36 min:  $\frac{29,5}{36} = 0,819 \text{ mol de } O_2/\text{min}$

Conseqüentemente, o volume consumido, a 4 atm de pressão (isto é, a 30 m de profundidade), será dado por:

$$4 \cdot V = 0,819 \cdot 0,082 \cdot 298 \Rightarrow V = 5 \text{ L de } O_2/\text{min}$$

146) Em Vênus, temos:  $100 \cdot 4,0 = n_V \cdot R \cdot 750$  (I)

Na Terra, temos:  $1 \cdot 80 = n_T \cdot R \cdot 300$  (II)

Dividindo (I) por (II), temos:  $\frac{100 \cdot 4,0}{80} = \frac{n_V \cdot 750}{n_T \cdot 300} \Rightarrow \frac{n_V}{n_T} = 2,0$

**Alternativa c**

$$147) d = \frac{PM}{RT} \Rightarrow 3 = \frac{2 \cdot M_{ap.}}{0,082 \cdot 333,3} \Rightarrow M_{ap.} \approx 41 \text{ u}$$

Supondo ser  $x\%$  a porcentagem em volume do  $O_2$ , temos:

$$M_{ap.} = 41 = \frac{32x + 44 \cdot (100 - x)}{100} \Rightarrow x = 25\% \text{ de } O_2$$

**Alternativa b**

- 149) Subtraindo a pressão de 0,03 atm correspondente à umidade, obteremos a pressão parcial do O<sub>2</sub> seco.

$$1,06 \text{ atm} - 0,03 \text{ atm} = 1,03 \text{ atm}$$

Teremos então:

$$\frac{PV_1}{T_1} = \frac{P_0V_0}{T_0} \Rightarrow \frac{1,03 \cdot 100}{296} = \frac{1 \cdot V_0}{273} \Rightarrow V_0 = 95 \text{ cm}^3$$

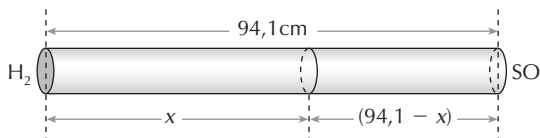
- 150) a) Cálculo da fração molar da água:  $\frac{n}{\Sigma n} = \frac{p}{P} = \frac{750 - 735}{750} = 0,02$

Assim, temos 2% de H<sub>2</sub>O e 98% de N<sub>2</sub> (em mols)

b) Considerando o vapor de água, temos:

$$\frac{750 - 735}{750} \cdot V = \frac{0,150}{18} \cdot 0,082 \cdot 293 \Rightarrow V = 10 \text{ L}$$

151)



$$\frac{v_1}{v_2} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}} \Rightarrow \frac{v_1}{v_2} = \sqrt{\frac{64}{2}} \Rightarrow \frac{v_1}{v_2} = 5,657$$

Como as distâncias percorridas são proporcionais às velocidades, temos:

$$\frac{x}{94,1 - x} = 5,657 \Rightarrow x \approx 80 \text{ cm}$$

Alternativa d

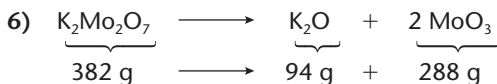
- 152) O tempo de escoamento de um gás é inversamente proporcional à sua velocidade de efusão:

$$\frac{v_1}{v_2} = \frac{t_2}{t_1} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}} \Rightarrow \frac{55,1}{47} = \sqrt{\frac{M_2}{32}} \Rightarrow M_2 = 44 \text{ u}$$

## Capítulo 13 Cálculo de fórmulas

Lembrando que existem milhões de substâncias químicas, procure enfatizar, com os alunos, a importância do uso das fórmulas para facilitar a **escrita química**.

### Exercícios (página 325)



$$\frac{94}{382} \cdot 100 = 0,2461 \text{ (24,61\% de K}_2\text{O)} \quad \frac{288}{382} \cdot 100 = 0,7539 \text{ (75,39\% de MoO}_3\text{)}$$

Alternativa a

- 7) É necessário calcular a porcentagem de nitrogênio em cada óxido. Temos então:
- a) 46,6% de N;                      c) 63,6% de N;                      e) 20,0% de N.  
b) 30,4% de N;                      d) 36,8% de N;

Alternativa c

### Exercícios complementares (página 326)

- 13) A porcentagem (x) de oxigênio é:

$$x = 100 - 40 - 12 \Rightarrow x = 48\% \text{ de oxigênio}$$

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ mol de CaCO}_3 = 100 \text{ g} \text{ ————— } 48 \text{ g de O} \\ 50 \text{ g} \text{ ————— } y \end{array} \right\} y = 24 \text{ g de O}$$

Alternativa c

$$14) \quad \left. \begin{array}{l} 0,002 \text{ g de Fe} \text{ ————— } 0,022 \text{ g de hemoglobina} \\ 56 \text{ g/mol} \text{ ————— } M \end{array} \right\} M = 616 \text{ g/mol}$$

Alternativa d

### Exercícios (página 328)

$$18) \quad \text{Em 1,95 g, temos} \quad \left\{ \begin{array}{l} 1,15 \text{ g de Na: } \frac{1,15}{23} = 0,05 \rightarrow 1 \\ 0,80 \text{ g de O: } \frac{0,80}{16} = 0,05 \rightarrow 1 \end{array} \right.$$

Portanto, a fórmula mínima do composto é **NaO**.

$$19) \quad Y_1O_{1,5} \text{ (dado)} \Rightarrow Y_2O_3 \text{ (multiplicamos os índices por dois).}$$

Alternativa e

$$20) \quad \left. \begin{array}{l} 3,0 \text{ de H}_2: \frac{3,0}{2,0} = 1,5 \rightarrow 1,5 \text{ mol de H}_2 \rightarrow 3 \text{ mol de H} \\ 28 \text{ g de Si: } \frac{28,0}{28} = 1 \rightarrow 1,0 \text{ mol de Si} \end{array} \right\} SiH_3$$

Alternativa c

### Exercícios complementares (página 328)

24) Pelos dados fornecidos, a fórmula já é:

$$H_{0,25} S_{0,25} O_{1,0} \rightarrow HSO_4 \text{ (multiplicamos os índices por quatro). Alternativa d}$$

### Exercícios (página 330)

26) Se 0,5 mol do óxido tem 7,0 g de N e 16 g de O, então 1 mol (que é o dobro) conterá 14,0 g de N e 32 g de O. Temos então, diretamente:

$$\left. \begin{array}{l} 14,0 \text{ g de N: } \frac{14,0}{14} = 1 \\ 32 \text{ g de O: } \frac{32}{16} = 2 \end{array} \right\} \text{ fórmula molecular: NO}_2$$

Alternativa d

$$27) \quad \left. \begin{array}{l} \bullet \text{ Nitrogênio: } \frac{0,35 \cdot 80}{14} = 2 \\ \bullet \text{ Oxigênio: } \frac{0,60 \cdot 80}{16} = 3 \\ \bullet \text{ Hidrogênio: } \frac{0,05 \cdot 80}{1} = 4 \end{array} \right\} \text{ fórmula molecular: N}_2\text{O}_3\text{H}_4$$

Sendo um sal de amônio, deve ter o radical  $NH_4^+$ . O que "sobra" será, pois,  $NO_3^-$ .

Portanto, a fórmula iônica deste sal é:  $NH_4^+NO_3^-$

29) Massa da água eliminada =  $1,83 - 0,94 = 0,89$  g de  $H_2O$

$$\left. \begin{array}{l} Al_2(SO_4)_3 \text{ ————— } xH_2O \\ 342 \text{ ————— } 18x \\ 0,94 \text{ g ————— } 0,89 \text{ g} \end{array} \right\} x = 18$$

Portanto, a fórmula molecular do sal hidratado é:  $Al_2(SO_4)_3 \cdot 18 H_2O$

30) Cálculo da massa molar do gás:

$$PV = \frac{m}{M}RT \Rightarrow 1 \cdot 0,82 = \frac{1}{M} \cdot 0,082 \cdot 276 \Rightarrow M = 27,6 \text{ g/mol}$$

Checando (uma por uma) as massas molares, encontramos o  $B_2H_6$ :

$$B_2H_6 \Rightarrow M = 10,8 \cdot 2 + 6 \Rightarrow M = 27,6 \text{ g/mol}$$

Alternativa e

### Exercícios complementares (página 331)

- 32) • C  $\Rightarrow \left\{ \begin{array}{l} 12 \text{ g de C} \text{ ————— } 1 \text{ mol de C} \\ 72 \text{ g de C} \text{ ————— } x \end{array} \right\} x = 6 \text{ mol de C}$
- H  $\Rightarrow 12 \text{ mol de H}$
- O  $\Rightarrow \left\{ \begin{array}{l} 6 \cdot 10^{23} \text{ átomos de O} \text{ ————— } 1 \text{ mol de O} \\ 12 \cdot 10^{23} \text{ de átomos de O} \text{ ————— } y \end{array} \right\} y = 2 \text{ mol de O}$

a) Como esses valores partiram de **1 mol** do composto, temos a fórmula molecular diretamente:  $C_6H_{12}O_2$

b) A fórmula mínima do composto é dada por:  $C_3H_6O$

- 35) Para o gás X:  $\rho = \frac{0,88}{M} RT$
- Para o  $CH_4$ :  $\rho = \frac{0,32}{16} RT$
- $$\left. \begin{array}{l} \rho = \frac{0,88}{M} RT \\ \rho = \frac{0,32}{16} RT \end{array} \right\} \frac{0,88}{M} = \frac{0,32}{16} \Rightarrow M = 44 \text{ g/mol}$$

Ora, com  $M = 44 \text{ g/mol}$ , encontramos somente o  $N_2O$ .

Alternativa b

### Questões sobre a leitura (página 334)

- 42) Esta questão **não pede a resposta certa**, apenas a que representa um argumento que se contrapõe à justificativa dos EUA.

Alternativa d

### Desafio (página 335)

- 43) Dois tabletes contêm 1.000 mg ( $2 \cdot 500$ ) de  $CaCO_3$ . Pela equação, temos:

$$\left. \begin{array}{l} \underbrace{CaCO_3} \text{ ————— } \underbrace{Ca} \\ 100 \text{ mg} \text{ ————— } 40 \text{ mg} \\ 1.000 \text{ mg} \text{ ————— } x \end{array} \right\} x = 400 \text{ mg de Ca (50\% da dose diária recomendada, que é 800 mg)}$$

Alternativa c

- 44) 100 g de argila  $\left\{ \begin{array}{l} 45 \text{ g de sílica} \text{ -----} \\ 10 \text{ g de umidade (H}_2\text{O)} \text{ -----} \\ 45 \text{ g de "outros"} \text{ -----} \end{array} \right\} \begin{array}{l} \text{tirando H}_2\text{O} \\ \text{-----} \\ \text{-----} \end{array} \left\{ \begin{array}{l} 45 \text{ g de sílica (50\%)} \\ 45 \text{ g de "outros" (50\%)} \end{array} \right.$

Alternativa b

- 45) Cálculo da massa molecular do  $Pb_3(VO_4)_3Cl$  ou  $Pb_3V_3O_{12}Cl$   $\Rightarrow 207 \cdot 3 + 51 \cdot 3 + 16 \cdot 12 + 35,5 = 1.415,5 \text{ g/mol}$

a) 1.415 g de minério ————— 153 g de vanádio

100% ————— x

$$\left. \begin{array}{l} 1.415 \text{ g de minério} \text{ ————— } 153 \text{ g de vanádio} \\ 100\% \text{ ————— } x \end{array} \right\} x = 10,8\% \text{ de vanádio}$$

b) 1 mol de  $Cl$  =  $6 \cdot 10^{23}$  átomos de  $Cl$  ————— 153 g de vanádio

$2,4 \cdot 10^{24}$  átomos de  $Cl$  ————— y

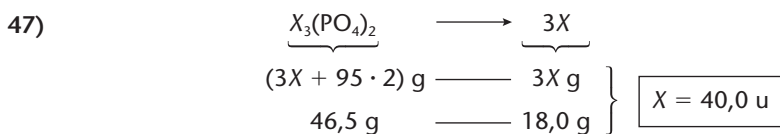
$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ mol de } Cl = 6 \cdot 10^{23} \text{ átomos de } Cl \text{ ————— } 153 \text{ g de vanádio} \\ 2,4 \cdot 10^{24} \text{ átomos de } Cl \text{ ————— } y \end{array} \right\} y = 612 \text{ g de vanádio}$$

46) Nas mesmas condições de temperatura e pressão ( $P$  e  $T$  constantes), temos:



(a  $P$  e  $T$  constantes)

Alternativa c

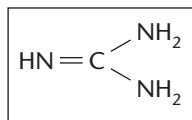


Alternativa e

49) Basta calcular a porcentagem de nitrogênio em cada composto para termos:

- a) 46,65% de N na uréia; d) 71,14% de N na guanidina;  
 b) 35,00% de N no nitrato de amônio; e) 13,86% de N no nitrato de amônio.  
 c) 21,20% de N no sulfato de amônio;

A fonte mais rica é, pois, a guanidina:



Alternativa d

50) a) Cálculo da porcentagem em massa de nitrogênio em cada fertilizante:

- Uréia  $\left\{ \begin{array}{l} 1 \text{ mol} = 60 \text{ g} \longrightarrow 28 \text{ g N} \\ 100 \text{ g} \longrightarrow x \end{array} \right\} x = 47\%$
- Sulfato de amônio  $\left\{ \begin{array}{l} 1 \text{ mol} = 132 \text{ g} \longrightarrow 28 \text{ g N} \\ 100 \text{ g} \longrightarrow y \end{array} \right\} y = 21\%$
- Nitrato de amônio  $\left\{ \begin{array}{l} 1 \text{ mol} = 80 \text{ g} \longrightarrow 28 \text{ g N} \\ 100 \text{ g} \longrightarrow z \end{array} \right\} z = 35\%$

Cálculo do preço de cada fertilizante por mol:

- Uréia  $\left\{ \begin{array}{l} 1.000 \text{ kg} \longrightarrow \text{R\$ } 230,00 \\ 1 \text{ mol} = 0,060 \text{ kg} \longrightarrow x \end{array} \right\} x = 0,0138 \text{ real/mol}$
- Sulfato de amônio  $\left\{ \begin{array}{l} 1.000 \text{ kg} \longrightarrow \text{R\$ } 210,00 \\ 1 \text{ mol} = 0,132 \text{ kg} \longrightarrow y \end{array} \right\} y = 0,0277 \text{ real/mol}$
- Nitrato de amônio  $\left\{ \begin{array}{l} 1.000 \text{ kg} \longrightarrow \text{R\$ } 335,00 \\ 1 \text{ mol} = 0,080 \text{ kg} \longrightarrow z \end{array} \right\} z = 0,0268 \text{ real/mol}$

Concluimos que o fertilizante mais barato é a **uréia**, pois tem maior porcentagem de nitrogênio e o menor custo por mol de nitrogênio.



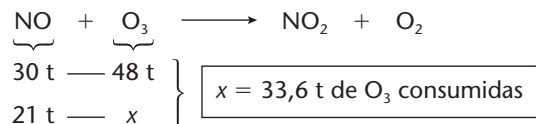
## Capítulo 14 Cálculo estequiométrico

### 1. Introdução (página 337)

O cálculo estequiométrico é uma ferramenta fundamental utilizada em muitos tipos de problemas em várias áreas da Química (Termoquímica, Cinética e Equilíbrios Químicos, Eletroquímica, etc.). Por esse motivo, ele se torna indispensável em muitas questões dos Vestibulares. Daí o desenvolvimento deste capítulo, em que procuramos explicar, passo a passo, os diferentes tipos de questões que surgem neste assunto.

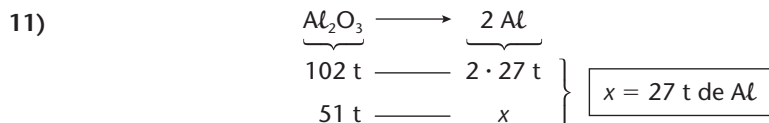
**Exercícios** (página 339)

- 6) Ao fim de 7 horas, o avião terá emitido:  $3 \cdot 7 = 21$  t de NO



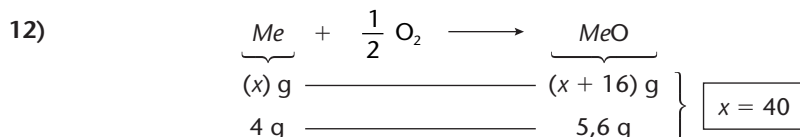
Alternativa c

**Exercícios complementares** (página 340)

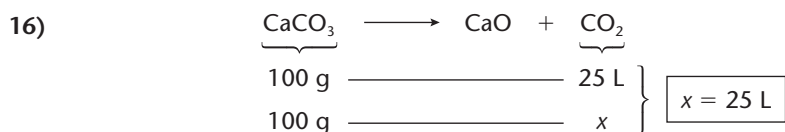


Veja que não é necessário ter a equação completa. Basta que as substâncias envolvidas estejam em proporção estequiométrica.

Alternativa c



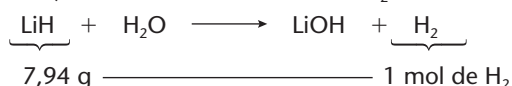
**Exercícios** (página 341)



Praticamente não houve cálculo porque a massa dada de  $\text{CaCO}_3$  (100 g) coincidiu com a massa molar do  $\text{CaCO}_3$  (100 g), mas também porque já foi dado o volume molar (25 L/mol) nas condições do problema (1 atm e 25 °C).

Alternativa c

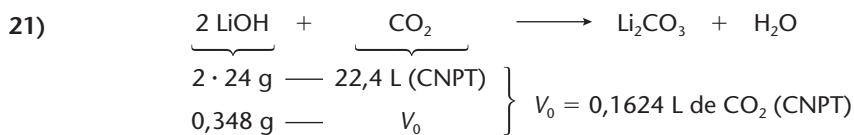
- 18)  $PV = nRT \Rightarrow 3 \cdot 8,2 = n \cdot 0,082 \cdot 300 \Rightarrow n = 1$  mol de  $\text{H}_2$



Não é necessário nenhum cálculo, pois temos a resposta direta (7,94 g).

Alternativa a

**Exercícios complementares** (página 343)



Cálculo do volume máximo de  $\text{CO}_2$  à pressão  $P = 781$  mmHg e à temperatura  $T = (21 + 273) \Rightarrow T = 294$  K:

$$\frac{P_0 V_0}{T_0} = \frac{PV}{T} \Rightarrow \frac{760 \cdot 0,1624}{273} = \frac{781 \cdot V_{\text{máx}}}{294} \Rightarrow V_{\text{máx}} = 0,17 \text{ L de CO}_2$$

Outro caminho seria calcular a quantidade de mols do  $\text{CO}_2$  na equação química e, depois, aplicar a equação de Clapeyron ( $PV = nRT$ ).

- 24) a) 30 L de álcool com densidade igual a 0,8 kg/L corresponde a  $m = dV = 0,8 \cdot 30 = 24$  kg ou 24.000 g.



$$\left. \begin{array}{l} 46 \text{ g} \text{ ————— } 3 \cdot 18 \text{ g} \\ 24.000 \text{ g} \text{ ————— } x \end{array} \right\} x = 28.174 \text{ g ou } 28,17 \text{ kg}$$

$$\text{b) } \left. \begin{array}{l} 46 \text{ g de álcool} \text{ ————— } 2 \cdot 22,4 \text{ L de CO}_2 \\ 24.000 \text{ g de álcool} \text{ ————— } V_0 \end{array} \right\} V_0 = 2,34 \cdot 10^4 \text{ L de CO}_2$$

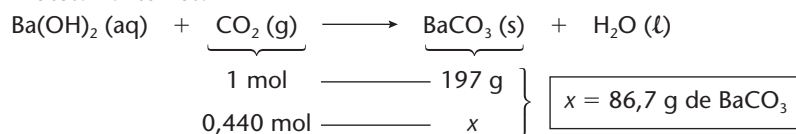
$$\text{c) } \left. \begin{array}{l} 46 \text{ g de álcool} \text{ ————— } 3 \cdot 22,4 \text{ L de O}_2 \\ 24.000 \text{ g de álcool} \text{ ————— } V_0 \end{array} \right\} V_0 = 3,5 \cdot 10^4 \text{ L de O}_2$$

Cálculo do volume do gás a 30 °C em pressão atmosférica:

$$\frac{P_0 V_0}{T_0} = \frac{P V}{T} \Rightarrow \frac{3,5 \cdot 10^4}{273} = \frac{V}{303} \Rightarrow V = 3,88 \cdot 10^4 \text{ L de O}_2$$

### Exercícios (página 344)

- 31) Se a respiração libera 0,880 mol de CO<sub>2</sub> por hora, irá liberar a metade (0,440 mol de CO<sub>2</sub>) em 30 minutos. Daí temos:



Alternativa d

### Exercícios complementares (página 345)

$$\text{33) } \left. \begin{array}{l} \underbrace{2 \text{ NaN}_3} \longrightarrow 2 \text{ Na} + \underbrace{3 \text{ N}_2} \\ 2 \text{ mol} \text{ ————— } 3 \cdot 22,4 \text{ L (CNPT)} \\ n \text{ ————— } 44,8 \text{ L (CNPT)} \end{array} \right\} n = \frac{4}{3} \text{ mol de NaN}_3$$

Alternativa e

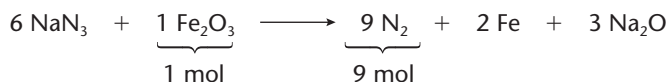
$$\text{35) } \left. \begin{array}{l} \underbrace{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \text{ contém } \underbrace{1 \text{ mol S}} \\ 1 \text{ mol} \text{ ————— } 32 \text{ g} \\ 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \text{ ————— } x \end{array} \right\} x = 6,4 \cdot 10^{-2} \text{ g de S}$$

A porcentagem de enxofre, em massa, na gasolina analisada é de:

$$\left. \begin{array}{l} 10 \text{ g de gasolina} \text{ ————— } 6,4 \cdot 10^{-2} \text{ g S} \\ 100 \text{ g de gasolina} \text{ ————— } P \end{array} \right\} P = 0,64\%$$

Alternativa b

- 36) A reação balanceada entre o azoteto de sódio e o óxido de ferro (III) é dada por:



Portanto, a relação das quantidades de mols expressa pela proporção estequiométrica é:

$$\frac{n_{\text{N}_2}}{n_{\text{Fe}_2\text{O}_3}} = 9$$

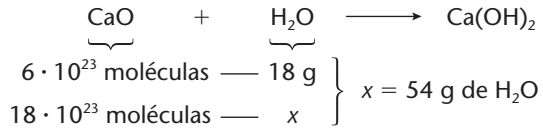
Alternativa e

### Exercícios (página 346)

- 42) Note que esta questão não fala de **quantidade em mols**. Fala apenas em **uma** molécula de P<sub>4</sub>O<sub>10</sub>. Pela equação, P<sub>4</sub>O<sub>10</sub> + 6 H<sub>2</sub>O → 4 H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>, **uma** molécula de P<sub>4</sub>O<sub>10</sub> reage com **seis** moléculas de água.

Alternativa d

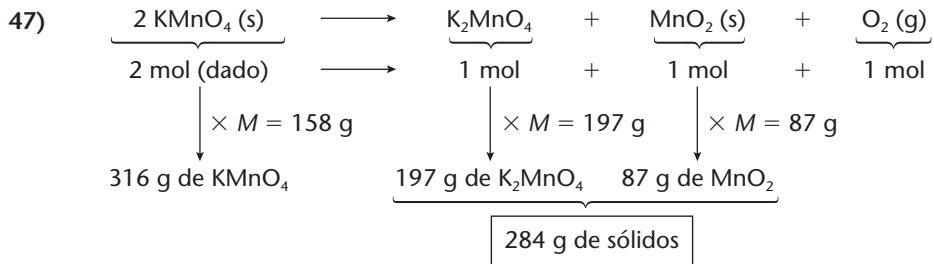
43) A hidratação da cal virgem é dada pela reação abaixo:



Como cada grama de água tem 1 mL, temos que 54 g de água tem um volume de:

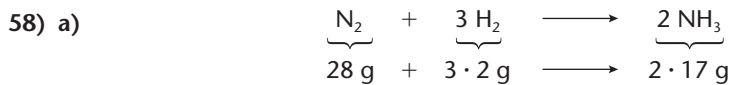
$$V_{\text{H}_2\text{O}} = 54 \text{ mL}$$

### Exercícios (página 347)

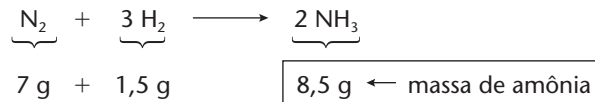


Portanto, somente a **alternativa b** está errada.

### Exercícios (página 351)



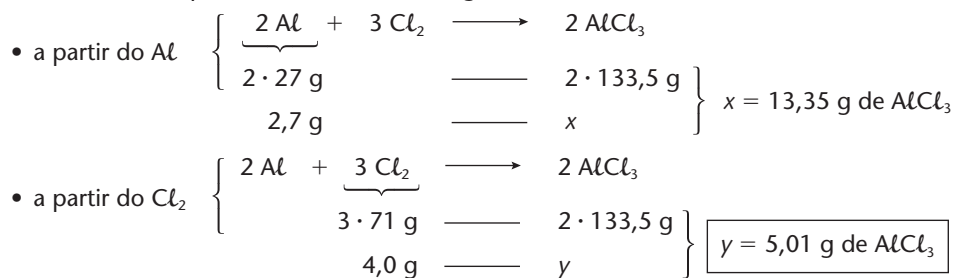
Dividindo-se as quantidades acima por 4, temos:



b) Temos, inicialmente, 6 g de H<sub>2</sub>. Como em a) foram consumidos 1,5 g de H<sub>2</sub>, a massa em excesso de H<sub>2</sub> é:

$$6 \text{ g} - 1,5 \text{ g} = 4,5 \text{ g}$$

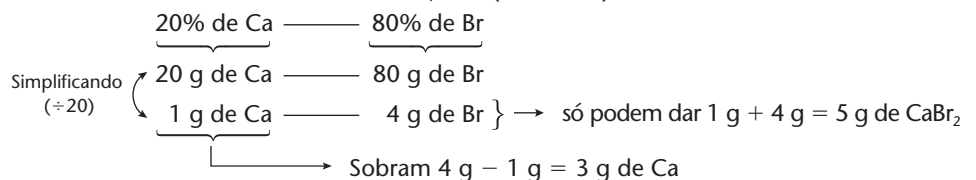
59) Uma outra maneira de encarar problemas desse tipo é calcular as massas dos produtos que seriam obtidas a partir de cada um dos reagentes. No caso:



A resposta correta será sempre o **menor** dos resultados obtidos, pois ele resulta do **reagente limitante**.

### Alternativa a

60) Se o brometo de cálcio tem 20% de Ca, terá (100 – 20) = 80% de Br. Daí o cálculo:



### Alternativa d



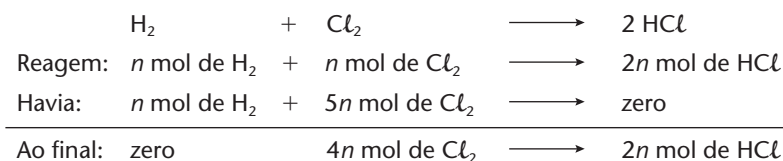
### Exercícios complementares (página 352)

- 68) Na figura existem 6 moléculas de  $N_2$  e 12 moléculas de  $H_2$ . Logo, a proporção da equação  $N_2 + 3 H_2 \longrightarrow 2 NH_3$  não é respeitada. Pela equação, as 12 moléculas de  $H_2$  só poderão reagir com 4 moléculas de  $N_2 \left(\frac{12}{3}\right)$ , sobrando, portanto, 2 moléculas de  $N_2 (6 - 4)$ .

Assim sendo, o reagente limitante é o hidrogênio.

**Alternativa d**

- 71) Uma vez que no início os gases têm volumes e temperaturas iguais, suas quantidades em mols serão proporcionais às suas pressões. Portanto, se tivermos  $n$  mols de  $H_2$ , teremos  $5n$  mols de  $Cl_2$ , pois a proporção entre as pressões é de 1 : 5. Na reação, teremos:



A razão entre as quantidades, em mols, de  $Cl_2$  (g) e  $HCl$  (g) é:

$$\frac{4n}{2n} = \boxed{2}$$

**Alternativa b**

### Exercícios (página 360)

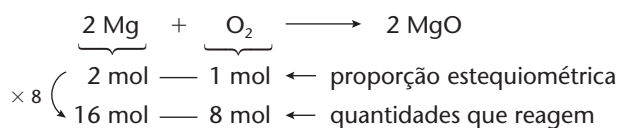
- 94) a) e b) 50 mols de mistura gasosa contêm:

$$20\% O_2 \longrightarrow n = 10 \text{ mols de } O_2$$

$$78\% N_2 \longrightarrow n = 39 \text{ mols de } N_2$$

$$2\% Ar \longrightarrow n = 1 \text{ mol de } Ar$$

A equação química que representa a combustão do magnésio é:



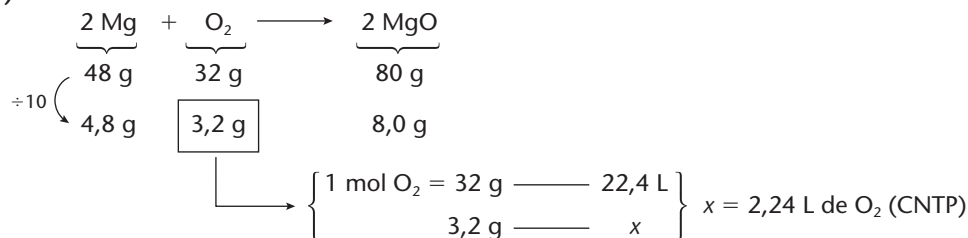
Tínhamos 10 mols de  $O_2$  na mistura inicial, mas apenas 8 mols de  $O_2$  reagiram.

$$10 - 8 = 2 \text{ mols de } O_2$$

A mistura final terá 2 mols de  $O_2$  que sobrarão, mais 39 mols de  $N_2$  e 1 mol de  $Ar$  que não reagiram, totalizando 42 mols na mistura final. Portanto:

$$\left. \begin{array}{l} 42 \text{ mols da mistura} \longrightarrow 2 \text{ mols de } O_2 \\ 100 \text{ mols da mistura} \longrightarrow P \end{array} \right\} P = 4,8\%$$

- 95)



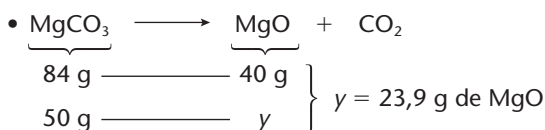
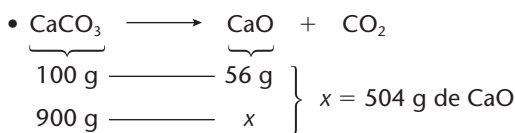
O volume do ar será então:

$$\left. \begin{array}{l} 20\% \text{ de ar} \text{ — } 2,24 \text{ L} \\ 100\% \text{ de ar} \text{ — } V \end{array} \right\} V = 11,2 \text{ L de ar (CNPT)}$$

**Alternativa c**

**Exercícios** (página 362)

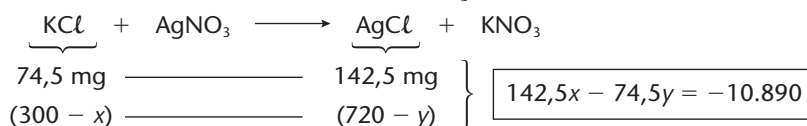
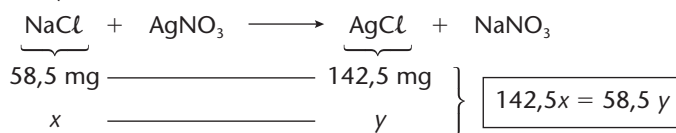
- 96) 1 kg ou 1.000 g de calcário contém:  
 90%  $\text{CaCO}_3 \Rightarrow 900 \text{ g de } \text{CaCO}_3$ ; 5%  $\text{MgCO}_3 \Rightarrow 50 \text{ g de } \text{MgCO}_3$ ; 5%  $\text{SiO}_2 \Rightarrow 50 \text{ g de } \text{SiO}_2$



Portanto, a massa final será: 504 g de CaO mais 23,9 g de MgO, mais 50 g de  $\text{SiO}_2$  (que permaneceu inalterada), totalizando: 577,9 g

**Alternativa c**

- 99) Digamos que 300 mg de mistura tem  $x$  mg de NaCl e  $(300 - x)$  mg de KCl. Pelo cálculo estequiométrico, teremos:

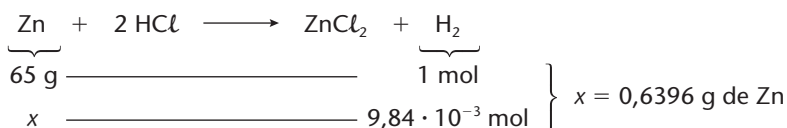


Resolvendo o sistema de equações, temos:

$$x = 279 \text{ mg de NaCl} \quad \text{e} \quad y = 21 \text{ mg de KCl}$$

- 101) Apenas o Zn reage com HCl (o cobre não é atacado):

$$PV = nRT \Rightarrow 0,9 \cdot 0,269 = n \cdot 0,082 \cdot 300 \Rightarrow n = 9,84 \cdot 10^{-3} \text{ mol de H}_2$$

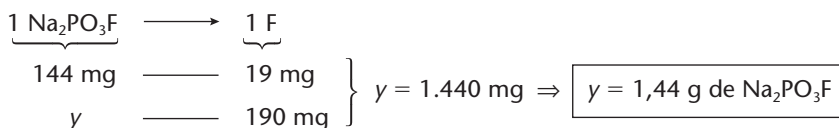


A fração de massa do zinco na mistura é:  $\frac{0,6396 \text{ g}}{1,31 \text{ g}} = 0,488 \approx \text{0,5}$

**Alternativa c**

**Desafio** (página 365)

- 109)  $\left. \begin{array}{l} 1 \text{ g de dentifrício} \longrightarrow 1,9 \text{ mg de F} \\ 100 \text{ g de dentifrício} \longrightarrow x \end{array} \right\} x = 190 \text{ mg de F}$



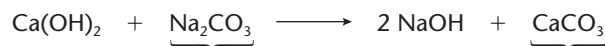
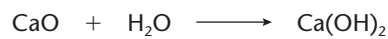
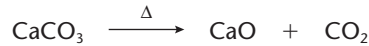
**Alternativa c**

- 110)  $\begin{array}{ccc} \begin{array}{|c|} \hline 3 \text{ C} \\ \hline 3 \text{ C} \\ \hline \end{array} & + & \begin{array}{|c|} \hline 3 \text{ O}_2 \\ \hline 2 \text{ O}_3 \\ \hline \end{array} & \longrightarrow & \begin{array}{|c|} \hline 3 \text{ CO}_2 \\ \hline 3 \text{ CO}_2 \\ \hline \end{array} \end{array}$
- Massas iguais de carbono (dado)      No item **b**), temos 3 mols de  $\text{O}_2$  e 2 mols de  $\text{O}_3$       No item **a**), concluímos que as massas de  $\text{CO}_2$  são iguais, pois em ambos os casos os coeficientes estequiométricos são iguais a 3.



- 118) Para a mesma quantidade de  $H^+$  (no caso,  $2 H^+$ ), precisamos de 1 mol de  $CaCO_3$  ou de 1 mol de  $Ca(OH)_2$ . Ora, em 1 kg de  $CaCO_3$  temos 10 mol  $\left(\frac{1.000}{100}\right)$  de  $CaCO_3$ , e em 1 kg de  $Ca(OH)_2$  temos 13,5 mol  $\left(\frac{1.000}{74}\right)$  de  $Ca(OH)_2$ . Considerando que o preço por kg é o mesmo, será mais vantajoso comprar o  $Ca(OH)_2$ .
- 119) a) Para produzir 1 mol de  $H_2$ , precisamos de: 24,3 g de Mg ou de 18,0 g de Al ou de 65,4 g de Zn. Portanto, pelo **critério de massa**, deve ser escolhido o alumínio.
- b) Essas massas, divididas pelas densidades correspondentes, nos darão os volumes, a saber: 14,3  $cm^3$  de Mg ou 6,7  $cm^3$  de Al ou 9,2  $cm^3$  de Zn. Assim, a escolha é, novamente, o alumínio.

121) O sólido S é o  $CaCO_3$



$$\left. \begin{array}{l} 106 \text{ t} \text{ ----- } 100 \text{ t} \\ 1,06 \text{ t} \text{ ----- } x \end{array} \right\} x = 1,00 \text{ t de } CaCO_3$$

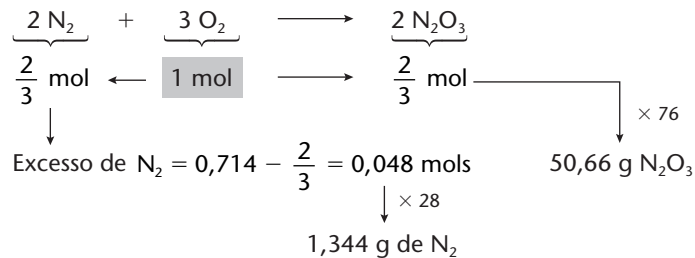
Alternativa d

122) Quantidade em mols dos gases iniciais:

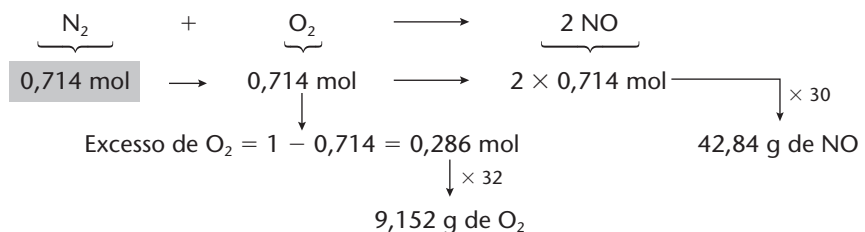
$$n_{O_2} = \frac{32,0}{32} \Rightarrow n_{O_2} = 1 \text{ mol de } O_2 \quad \text{e} \quad n_{H_2} = \frac{20,0}{28} \Rightarrow n_{H_2} = 0,714 \text{ mol de } N_2$$

Agora devemos tentar as três equações mencionadas.

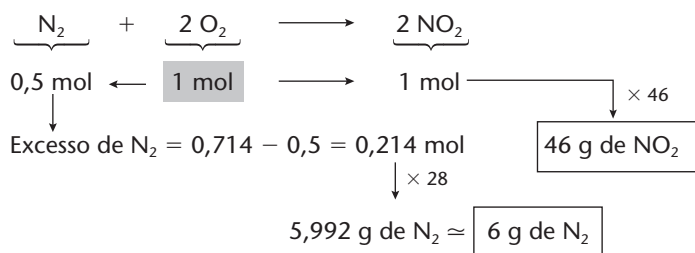
- Na primeira o reagente limitante é o  $O_2$ :



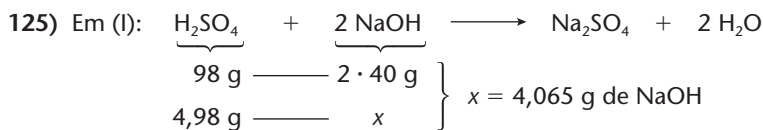
- Na segunda reação, o reagente limitante é o  $N_2$ :



- Na terceira reação, o reagente limitante é o  $O_2$ :



Alternativa d



Temos então: 
$$\left. \begin{array}{l} 5 \text{ g} \text{ ————— } 100\% \\ 4,065 \text{ g} \text{ ————— } y \end{array} \right\} y = 81,3\% \text{ (amostra I é aceita)}$$

Analogamente temos:

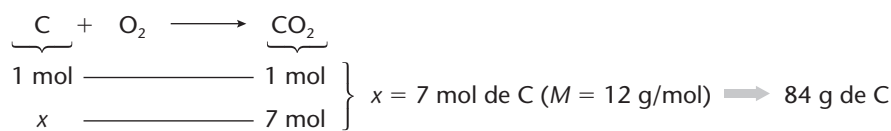
Em (II): 75,58% }  
Em (III): 73,79% } (amostras II e III recusadas)

**Alternativa a**

126) 623 L de mistura com 30% de  $\text{CO}_2$  contém 186,9 L de  $\text{CO}_2$

Cálculo da quantidade em mols do  $\text{CO}_2$ :

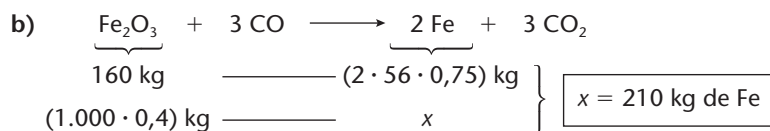
$$PV = nRT \Rightarrow \frac{700}{760} \cdot 186,9 = n \cdot 0,082 \cdot 300 \Rightarrow n \approx 7 \text{ mol de } \text{CO}_2$$



Assim, temos 84 g de C em 100 g de coque cujo grau de pureza é de 84%. Portanto:

$$100\% - 84\% = \boxed{16\% \text{ de impurezas}}$$

127) a) O ferro é obtido por redução da hematita de acordo com a equação química:



**Alternativa e**

128) A massa do alumínio é a massa inicial da liga (5,0 g) menos o que sobrou após a reação com o álcali (2,0 g), isto é:  $5,0 \text{ g} - 2,0 \text{ g} = 3,0 \text{ g}$  de Al.

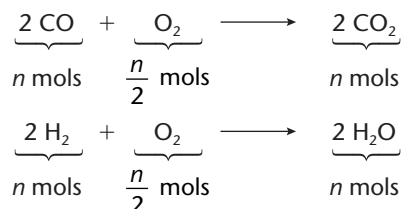
$$\left. \begin{array}{l} 5,0 \text{ g de liga} \text{ ————— } 100\% \\ 3,0 \text{ g de Al} \text{ ————— } x \end{array} \right\} \boxed{x = 60\% \text{ de Al}}$$

Dos 2,0 g que sobraram temos: 1,5 g de Mg e 0,5 g de Cu

$$\left. \begin{array}{l} 5,0 \text{ g de liga} \text{ ————— } 100\% \\ 1,5 \text{ g de Mg} \text{ ————— } y \end{array} \right\} \boxed{y = 30\% \text{ de Mg}}$$

$$\left. \begin{array}{l} 5,0 \text{ g de liga} \text{ ————— } 100\% \\ 0,5 \text{ g de Cu} \text{ ————— } z \end{array} \right\} \boxed{z = 10\% \text{ de Cu}}$$

129) Dizer que a mistura inicial é **equimolar** significa dizer que há  $n$  mols de CO,  $n$  mols de  $\text{H}_2$  e  $n$  mols de  $\text{O}_2$ , perfazendo um total de  $3n$  mols na mistura. Essas quantidades se distribuem nas duas equações da seguinte maneira:

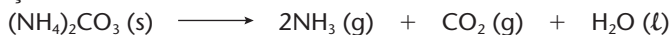


No final do processo, todos os reagentes terão sido consumidos (inclusive os  $\frac{n}{2} + \frac{n}{2} = n$  mols de  $\text{O}_2$ ), existindo somente os  $n$  mols de  $\text{CO}_2$  e  $n$  mols de  $\text{H}_2\text{O}$ , que foram formados. Como a temperatura final é de  $20^\circ\text{C}$ , o  $\text{H}_2\text{O}$  formado ficará no **estado líquido**, não contribuindo, portanto, para a pressão no interior do balão. Sobrarão apenas os  $n$  mols de  $\text{CO}_2$  no estado gasoso.

Considerando que o volume e a temperatura, iniciais e finais, são iguais, a pressão sofrerá redução na mesma proporção em que ocorrer a redução da quantidade de mols. Teremos, então:

$$\left. \begin{array}{l} 3n \text{ mols iniciais} \text{ ————— } 1,2 \text{ atm} \\ n \text{ mols finais} \text{ ————— } P \end{array} \right\} P = 0,4 \text{ atm}$$

130) a) Decomposição do carbonato de amônia:



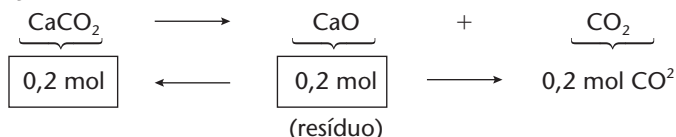
Decomposição do carbonato de cálcio:



b) Cálculo do número total de mols na fase gasosa:

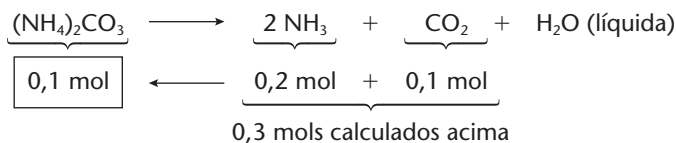
$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ mol de gás} \text{ ————— } 24,4 \text{ L (dado)} \\ n \text{ ————— } 12,2 \text{ L} \end{array} \right\} n = 0,5 \text{ mols gasosos totais}$$

Da equação



Se a decomposição do  $\text{CaCO}_3$  resultou  $0,2 \text{ mol CO}_2$ , a decomposição do  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$  deve ter dado:

$0,5 - 0,2 = 0,3$  mols de gases ( $\text{NH}_3$  e  $\text{CO}_2$ ). Portanto:

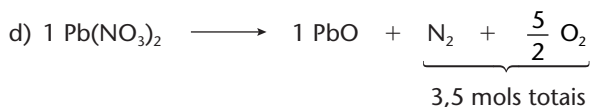
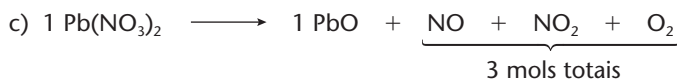
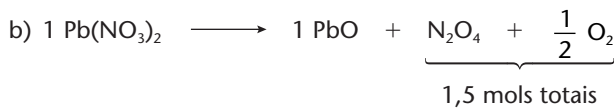
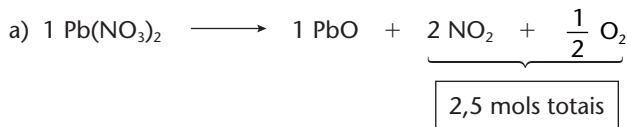


131) Cálculo da quantidade de mols gasoso:

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ mol de gás} \text{ ————— } 24,5 \text{ L (dado)} \\ n \text{ ————— } 61,25 \text{ L} \end{array} \right\} n = 2,5 \text{ mols totais}$$

O enunciado fala na decomposição de **1 mol** de  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ .

Examinando cada equação temos:



**Alternativa a**

## 10. Acompanhamento e avaliação de final de curso

A seguir, veja os passos de um exemplo de avaliação de final de curso que o professor poderá utilizar no volume 1 desta coleção:

- Pedir que os alunos construam uma “aventura química” na forma de história em quadrinhos.
- Colocar algumas perguntas para a classe, do tipo “Como é ser uma substância química? Quando e como uma substância química se relaciona com outras? Quando uma substância química é prejudicial e quando é benéfica ao meio ambiente?”, como estímulo ao trabalho de finalização de curso.
- Explicar a eles que, para responder a todas essas questões, grupos de alunos deverão assumir o papel de uma substância química com todas as propriedades físicas e químicas relativas à personagem escolhida, e só então deverão criar uma aventura, na forma de história em quadrinhos, que justifique a escolha por essa personagem.
- Deixar bem claro a tarefa a ser realizada, assim como o procedimento para a realização da tarefa. Sugerir algumas substâncias químicas como a água, o bicarbonato de sódio, o ácido acético, o cloreto de sódio e o hidróxido de cálcio e, então, pedir que cada grupo escolha a substância química que será a personagem principal da história em quadrinhos.
- Com base nessa escolha, determinar a que função química pertence a personagem e definir as propriedades químicas dela (tipo de ligação intermolecular, se sofre ionização/dissociação em água, se reage com algum tipo de substância, etc.). Se os alunos encontrarem dificuldade, eles devem ser orientados para pesquisar em livros de Química geral.
- Por meio da determinação anterior e da forma como a personagem escolhida se apresenta no dia-a-dia, os alunos poderão verificar algumas propriedades físicas, como: o estado físico e a solubilidade da substância escolhida.
- A relação da personagem com o meio ambiente depende muito da maneira como a Química é utilizada (qual a quantidade da substância analisada, para que e onde esta substância está sendo aplicada, qual é seu efeito no meio ambiente, etc.). Para descobrir essas informações, os alunos deverão ser orientados a pesquisar *sites* e livros sugeridos pelo professor.
- Depois de realizar toda a pesquisa sobre a personagem (substância), o grupo deve fazer uso da criatividade para escrever uma história na forma de quadrinhos (com figuras e texto). A história precisará justificar a escolha pela personagem, mediante as propriedades físicas e químicas que ela representa, além da utilização e da relação dela com o meio ambiente.

Os critérios de avaliação devem ser passados para os alunos assim que o trabalho for proposto. Sugere-se que o trabalho de cada grupo seja avaliado por todos os outros grupos da classe, com a utilização de uma rubrica, lembrando que, após terem sido avaliados os itens “Figuras, colagens ou desenhos”, “Texto”, “Conteúdo” e “Criatividade” separadamente, será avaliado também o conjunto destes itens (“Total”). Veja o exemplo sugerido na tabela a seguir, em que uma estrela (★) indica um desempenho mínimo esperado e cinco estrelas (★★★★★) indicam um desempenho máximo.

item	★	★★	★★★	★★★★	★★★★★	avaliação
<b>Figuras, colagens ou desenhos</b>	relacionadas apenas à substância	relacionados a apenas uma justificativa da escolha, mas desorganizados	relacionados a apenas uma justificativa da escolha, mas bem organizados	relacionados a mais de uma justificativa da escolha e bem organizados	relacionados a todas as justificativas da escolha e bem organizados	★
						★★
						★★★
						★★★★
						★★★★★
<b>Texto</b>	não é possível entender quem é a personagem escolhida pelo grupo na história	é possível perceber quem é a personagem escolhida pelo grupo, mas não foi apresentada nenhuma justificativa na história	é possível perceber quem é a personagem escolhida pelo grupo, mas não ficou clara a justificativa dessa escolha na história	é possível perceber quem é a personagem escolhida pelo grupo, ficou clara a justificativa da escolha na história, mas faltou coerência na apresentação	é possível perceber quem é a personagem escolhida pelo grupo, ficou clara a justificativa da escolha na história e existe coerência na apresentação	★
						★★
						★★★
						★★★★
						★★★★★
<b>Conteúdo</b>	apresenta falhas graves	apresenta uma falha	é ambíguo	não apresenta falha	muito bem apresentado	★
						★★
						★★★
						★★★★
						★★★★★
<b>Criatividade</b>	não foi apresentada	apresentada apenas na forma de figura ou texto	apresentada na forma de figura e texto	apresentada na forma de figura, no texto e no conjunto texto/figura	muito bem apresentada na forma de figura, no texto e no conjunto texto/figura	★
						★★
						★★★
						★★★★
						★★★★★
<b>Total</b>						