

SUPLEMENTO PARA O PROFESSOR

Este suplemento é para o uso exclusivo do professor.

SUMÁRIO

Parte I – Comentários gerais

1. Sobre a obra	4
2. Objetivos gerais da obra	4
3. A organização dos capítulos	5
• Abertura	5
• Desenvolvimento dos conteúdos conceituais	5
• Atividades práticas/pesquisa	5
• Revisão	5
• Exercícios	5
• Leitura	5
4. Como proceder com as atividades práticas/pesquisa	6
5. Sugestões de atividades complementares	6
• Trabalhar atividades lúdicas com o propósito de estudar um conceito químico	7
• Provocar questionamentos	7
• Propor seminários	8
• Levar a mídia para a sala de aula	8
• Elaborar projetos	9
• Utilizar trabalhos de fechamento do curso	10
6. Avaliação	10
• Descobrir, registrar e relatar procedimentos	10
• Obter informações sobre a apreensão de conteúdos	10
• Analisar atitudes	10
• Trabalhar com diversos tipos de atividades	10
• Evidenciar organização, esforço e dedicação	10
• Perceber avanços e dificuldades em relação ao conteúdo avaliado	10
• Avaliar e instruir	10
• Auto-avaliar-se	11
7. Sugestões de leitura para o professor	12

Parte II – O volume 2: a Físico-Química

8. Conteúdos e objetivos específicos dos capítulos	17
9. Comentários sobre capítulos, exercícios e atividades práticas/pesquisa	22
10. Acompanhamento e avaliação de final de curso	96

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

Todos os capítulos trazem, 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 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 o provável conteúdo das caixas.

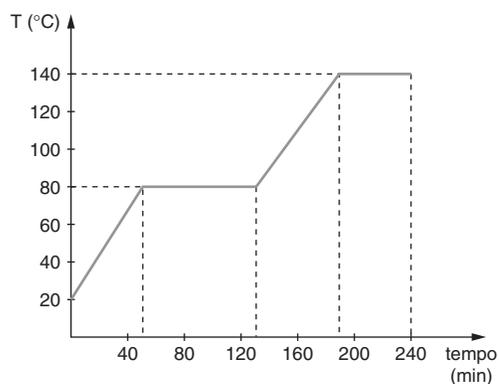
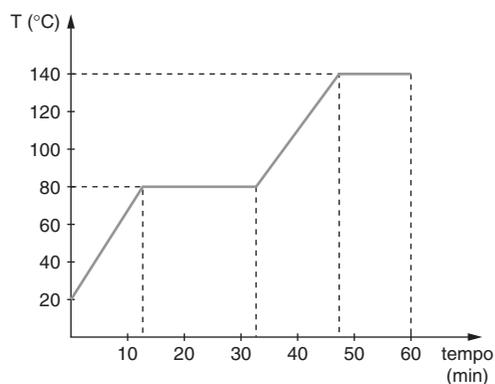
Uma outra atividade lúdica interessante pode ser utilizada para introduzir reações químicas (na verdade, essa atividade pode ser empregada em vários momentos, como, por exemplo, na introdução da lei de Lavoisier ou no cálculo estequiométrico). O professor irá usar círculos de cartolina de diferentes 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 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 H_2CO_3 , aumentando assim a concentração de ácido carbônico no oceano.

Com o aumento da concentração de H_2CO_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 $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_{2(aq)}$, 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
Identificação da dimensão ou do aspecto a ser avaliado	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.	
					Total

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, dividir 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.
- ; ZAMBIAZI, 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. *Destruição 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.
- YGOTSKY, 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

Sites

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.

Sites educacionais e/ou de referência

• AllChem Web	http://allchemistry.iq.usp.br Sistema informático interativo especializado em Química e ciências afins. A <i>AllChem</i> cumpre as funções de revista eletrônica, banco de dados, catálogo de anúncios e classificados, correio eletrônico e fórum para grupos de discussão.
• Alô Escola! – TV Cultura	http://www.tvcultura.com.br/aloescola/ TV Cultura – A TV CULTURA exibe recursos educativos para professores e estudantes.
• Atividades experimentais	http://nautilus.fis.uc.pt/softc/programas/Welcome.html Este <i>site</i> português traz alguns programas interessantes para <i>downloads</i> gratuitos nas áreas de Química, Física, Matemática e sistemas multidisciplinares.
• Bússola Escolar	http://www.bussolaescolar.com.br 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.
• ChemKeys	http://www.chemkeys.com/bra/index.htm Este <i>site</i> contém materiais didáticos e textos de referência para o ensino da Química e ciências afins.
• Escola do Futuro	http://www.futuro.usp.br/ Laboratório interdisciplinar que investiga como as novas tecnologias de comunicação podem melhorar o aprendizado em todos os níveis de ensino.
• Escolanet	http://www.escolanet.com.br <i>Site</i> organizacional que possui material de apoio a pesquisas e trabalhos escolares.
• Estação Ciência da Universidade de São Paulo	http://www.eciencia.usp.br/site_2005/default.html Centro de Difusão Científica, Tecnológica e Cultural da Pró-Reitoria de Cultura e Extensão Universitária da USP.
• Grupo de Pesquisa em Educação Química (GEPEQ) do Instituto de Química da Universidade de São Paulo	http://gepeq.iq.usp.br/ O <i>site</i> 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.
• International Union of Pure and Applied Chemistry (IUPAC)	http://www.iupac.org/ <i>Site</i> 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.
• Ciencia 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 estimação 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 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.sbpcnet.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.
---	---

Parte II – o volume 2: a Físico-Química

8 Conteúdos e objetivos específicos dos capítulos

Capítulo 1 – Soluções

Conteúdos	Objetivos específicos
<ol style="list-style-type: none">1. Dispersões2. Soluções3. Concentração das soluções4. Diluição das soluções5. Misturas de soluções6. Análise volumétrica ou volumetria	<p>Ao final do capítulo, o aluno deve estar preparado para:</p> <ul style="list-style-type: none">• conceituar, definir, classificar e caracterizar dispersões;• perceber a existência de diferentes tipos de soluções e a diversidade na utilização delas na prática;• entender o processo de classificação das soluções;• compreender o processo de dissolução;• conceituar e entender o processo de saturação, construindo e interpretando curvas de solubilidade de uma substância em função da temperatura;• compreender o significado de concentração e perceber a importância dela na prática, conhecendo e exercitando as diferentes formas de expressá-la;• compreender o significado de diluir e concentrar, e aplicar esse conhecimento em exercícios;• entender o processo de mistura de soluções, com e sem reação, aplicando na resolução de exercícios;• compreender os processos práticos de análise quantitativa de uma solução e sua utilidade.

Capítulo 2 – Propriedades coligativas

Conteúdos	Objetivos específicos
<ol style="list-style-type: none">1. A evaporação dos líquidos puros2. A ebulição dos líquidos puros3. O congelamento dos líquidos puros4. Soluções de solutos não-voláteis e não iônicos5. A lei de Raoult6. Osmometria7. As propriedades coligativas nas soluções iônicas	<p>Ao final do capítulo, o aluno deve estar preparado para:</p> <ul style="list-style-type: none">• compreender os processos de evaporação e de condensação por meio do equilíbrio dinâmico existente entre eles;• entender o significado de pressão máxima de vapor de um líquido puro, compreendendo os fatores que a afetam;• entender e interpretar tabelas e gráficos contendo dados sobre pressão máxima de vapor e temperatura;• compreender quando ocorre a ebulição de um líquido puro;• diferenciar os processos de evaporação e de ebulição;• entender e interpretar as regiões de um diagrama de fases de uma substância pura;• explicar, utilizando diagrama de fases, alguns fatos observados na prática;• compreender os efeitos que a adição de um soluto não-volátil e não iônico a um líquido puro ocasionam no diagrama de fases do líquido puro;• entender o significado de efeito tonométrico, ebuliométrico e criométrico, conceituando esse conjunto de propriedades coligativas;• entender e aplicar a lei de Raoult na resolução de problemas;• entender o movimento de difusão;• definir membrana semipermeável ideal;• entender o fenômeno da osmose mediante conceitos de difusão e de membrana semipermeável;• definir pressão osmótica de uma solução;• aplicar as leis da osmometria na resolução de problemas;• classificar soluções à mesma temperatura, levando em conta as pressões osmóticas delas;• perceber a importância da pressão osmótica nos seres vivos;• entender por que os efeitos coligativos são mais acentuados nas soluções iônicas do que nas soluções moleculares, ambas nas mesmas condições;• perceber a aplicação das propriedades coligativas na resolução de problemas práticos como a dessalinização de água de alguns países.

Capítulo 3 – Termoquímica

Conteúdos	Objetivos específicos
<ol style="list-style-type: none">1. A energia e as transformações da matéria2. Energia interna e entalpia3. Fatores que influem nas entalpias (ou calores) das reações4. Equação termoquímica5. Casos particulares das entalpias (ou calores) das reações6. Lei de Hess	<p>Ao final do capítulo, o aluno deve estar preparado para:</p> <ul style="list-style-type: none">• perceber que o estudo das quantidades de calor, liberadas ou absorvidas durante as reações químicas, auxiliam na compreensão de fatos observados no dia-a-dia;• entender como as quantidades de calor podem ser medidas;• compreender por que as reações ocorrem com liberação ou absorção de calor mediante os conceitos de energia interna e entalpia, entendendo quais fatores influenciam nas entalpias das reações;• entender, escrever e interpretar uma equação termoquímica;• reconhecer os principais casos de entalpias de reação e as respectivas definições;• entender a lei experimental de Hess e suas conseqüências, além de aplicá-la na resolução de exercícios;• perceber a aplicação da Termoquímica na resolução de problemas práticos, além do aumento de pesquisas para descobrir novas fontes de energia.

Capítulo 4 – Cinética química

Conteúdos	Objetivos específicos
<ol style="list-style-type: none">1. Velocidade das reações químicas2. Como as reações ocorrem?3. O efeito da energia sobre a velocidade das reações4. O efeito da concentração dos reagentes na velocidade das reações químicas5. O efeito dos catalisadores na velocidade das reações químicas	<p>Ao final do capítulo, o aluno deve estar preparado para:</p> <ul style="list-style-type: none">• entender o conceito de velocidade de uma reação química;• compreender as condições necessárias para a ocorrência de uma reação química por meio dos conceitos de contato e afinidade química entre os reagentes;• entender e utilizar a teoria das colisões para explicar e prever alterações na velocidade das reações químicas;• calcular a velocidade de uma reação química;• compreender o efeito da energia na velocidade das reações químicas mediante o conceito de energia de ativação, associando isso com os conceitos de entalpia aprendidos em Termoquímica;• entender, interpretar, analisar e traçar gráficos de energia de reação em função do tempo (ou caminho da reação);• perceber e compreender como as concentrações dos reagentes afetam a velocidade das reações químicas;• ler e interpretar tabelas de concentrações de reagentes e produtos, relacionando os dados com a velocidade e escrevendo-os em forma de equação – denominada lei de velocidade ou lei cinética;• entender o significado de mecanismo de uma reação;• definir ordem e molecularidade de uma reação;• entender o que é um catalisador e como ele afeta a velocidade das reações químicas;• ler, interpretar e construir gráficos de energia em função do tempo (ou caminho da reação) de reações químicas com e sem catalisador;• conhecer os principais catalisadores utilizados na prática.

Capítulo 5 – Equilíbrios químicos homogêneos

Conteúdos	Objetivos específicos
<ol style="list-style-type: none">1. Equilíbrio químico2. Deslocamento do equilíbrio químico	<p>Ao final do capítulo, o aluno deve estar preparado para:</p> <ul style="list-style-type: none">• conceituar reação reversível;• entender o que é equilíbrio químico, por meio dos conceitos de velocidade direta e inversa de uma reação química;• diferenciar equilíbrio homogêneo de equilíbrio heterogêneo;• identificar, graficamente ou utilizando dados de tabela, quando uma reação atingiu o equilíbrio;• diferenciar equilíbrio homogêneo de equilíbrio heterogêneo;• entender grau de equilíbrio;• entender e determinar a fórmula de constante de equilíbrio em função das concentrações, em mol/L, identificando-a com a lei da ação das massas (ou lei de Gulderg-Waage) para o equilíbrio químico;• aplicar os conceitos de grau e constante de equilíbrio de uma reação na resolução de exercícios;• compreender que grau e constante de equilíbrio servem para medir a extensão de uma reação reversível, isto é, para indicar o ponto em que a reação alcança o equilíbrio – logo no início (com pouca formação de produtos e muita sobra de reagentes), no “meio do caminho” ou mais adiante (com bastante formação de produtos e pouca sobra de reagentes);• entender que qualquer alteração na velocidade da reação, direta ou inversa, provoca modificações nas concentrações dos reagentes e dos produtos, deslocando o equilíbrio e levando o sistema a um novo estado de equilíbrio;• observar que o deslocamento do equilíbrio obedece sempre ao princípio de Le Chatelier.

Capítulo 6 – Equilíbrios iônicos em soluções aquosas

Conteúdos	Objetivos específicos
<ol style="list-style-type: none"> 1. Equilíbrio iônico (grau de ionização, constante de ionização, lei da diluição de Ostwald, efeito de íon comum e de íons não comuns) 2. Equilíbrio iônico na água (produto iônico da água, pH e pOH, medida do pH, solução tampão) 3. Hidrólise de sais (grau e constante de hidrólise, curvas de titulação) 	<p>Ao final do capítulo, o aluno deve estar preparado para:</p> <ul style="list-style-type: none"> • entender que equilíbrio iônico é o caso particular dos equilíbrios químicos; • compreender que grau e constante de ionização servem, também, para indicar se o eletrólito é forte ou fraco; • observar que, por causa de os valores da constante de equilíbrio de eletrólitos fracos em soluções diluídas serem muito baixos, torna-se usual expressá-los por meio de logaritmos; • deduzir a lei de Ostwald com base em dados tabelados, além de entender e interpretá-la graficamente; • entender e relacionar o efeito da adição do íon comum e do não-comum ao princípio de Le Chatelier; • determinar o produto iônico da água partindo dos conceitos de grau de ionização e constante de ionização; • compreender como é determinado o caráter ácido-básico de uma solução, tomando como base o conceito de equilíbrio iônico na água; • perceber que o uso de logaritmos simplifica a determinação do caráter ácido ou básico de uma solução e permite a construção de uma escala de acidez (ou de basicidade); • relacionar os valores de uma escala de acidez com as concentrações de ácido ou base em uma solução; • medir, na prática, o pH de uma solução; • entender o que é e para que serve uma solução tampão, observando sua aplicação prática; • compreender o que é e como ocorre a hidrólise de um sal, observando que a hidrólise pode alterar o pH de uma solução; • definir grau e constante de hidrólise; • estabelecer relações entre a constante de hidrólise e a constante do ácido e/ou da base fracos; • ler, compreender e interpretar uma curva de titulação; • perceber e entender a importância na escolha de um indicador apropriado na titulação ácido-base; • resolver exercícios envolvendo equilíbrios iônicos em soluções aquosas.

Capítulo 7 – Equilíbrios heterogêneos

Conteúdos	Objetivos específicos
<ol style="list-style-type: none"> 1. Equilíbrio heterogêneo 2. Aplicação da lei da ação das massas aos equilíbrios heterogêneos 3. Deslocamento do equilíbrio heterogêneo 4. Produto de solubilidade 	<p>Ao final do capítulo, o aluno deve estar preparado para:</p> <ul style="list-style-type: none"> • entender o significado de equilíbrio heterogêneo; • perceber que, em um equilíbrio heterogêneo, a lei da ação das massas só pode ser aplicada a cada uma das fases do sistema; • entender por que, em um equilíbrio entre sólidos (ou líquidos) e gases, a lei da ação das massas é aplicada apenas aos gases; • perceber que a influência de alguns fatores no deslocamento de um equilíbrio heterogêneo obedece, com algumas ressalvas, ao princípio de Le Chatelier; • compreender o termo solubilidade por meio do equilíbrio químico entre processos de dissolução e de precipitação, definindo, então, produto de solubilidade; • interpretar os valores do produto de solubilidade para prever se a solução está ou não saturada, ou se ocorrerá precipitação; • resolver exercícios sobre equilíbrio químico que envolvam cálculos, interpretação de dados, tabelas e gráficos; • relacionar equilíbrio químico com formação de estalactites, estalagmites e corais.

Capítulo 8 – Eletroquímica – oxi-redução e pilhas elétricas

Conteúdos	Objetivos específicos
<ol style="list-style-type: none"> 1. O que é eletroquímica 2. Reações de oxi-redução (oxidação, redução, agentes oxidante e redutor, número de oxidação) 3. Balanceamento das equações de oxi-redução 4. Pilha de Daniell (montagens e funcionamento) 5. Força eletromotriz das pilhas 6. Eletrodo-padrão de hidrogênio 7. Tabela dos potenciais-padrão de eletrodo 8. Cálculo da força eletromotriz das pilhas 9. Previsão da espontaneidade das reações de oxi-redução 10. Pilhas (acumulador, bateria de automóvel ou bateria de chumbo; seca ou de Leclanché, alcalinas, de mercúrio, de níquel-cádmio, de lítio ou lítio-iodo; descarte de pilhas e baterias) 	<p>Ao final do capítulo, o aluno deve estar preparado para:</p> <ul style="list-style-type: none"> • definir Eletroquímica; • diferenciar os processos que ocorrem em uma pilha (energia química transformada em elétrica) dos que ocorrem na eletrólise (energia elétrica transformada em energia química); • compreender que a oxidação, a redução e, conseqüentemente, a reação de oxi-redução envolvem transferências de elétrons, definindo agentes oxidante e redutor; • entender o significado de número de oxidação nos íons e nos compostos covalentes; • calcular o número de oxidação de um elemento que aparece em uma substância; • reconhecer equações de oxi-redução; • entender que balancear uma equação de oxi-redução significa igualar o número de elétrons cedidos pelo redutor com o número de elétrons recebidos pelo oxidante, levando em conta que o número total de átomos de cada elemento permanecerá o mesmo durante a reação; • fazer o balanceamento de equações de oxi-redução, escritas ou não na forma iônica; • escrever, na forma iônica, uma reação de oxi-redução, assim como as respectivas equações das semi-reações de oxidação e de redução; • entender a montagem e o funcionamento da pilha de Daniell por meio de definições de meias-células e eletrodos, negativo (ou ânodo) e positivo (ou cátodo); • escrever e interpretar a reação global e as semi-reações que ocorrem em uma pilha; • representar e interpretar, esquematicamente, uma pilha; • entender o significado de força eletromotriz de uma pilha e como é feita a medida dessa força; • perceber que a força eletromotriz de uma pilha é conseqüência de uma reação de oxi-redução e, portanto, depende da natureza dos metais formadores da pilha, das concentrações das soluções empregadas e da temperatura em que a pilha estiver funcionando; • compreender o significado de potencial-padrão de eletrodo; • ler e interpretar dados, ou dados de uma tabela, de potencial-padrão de eletrodo, identificando os potenciais de oxidação e de redução dos redutores e dos oxidantes em relação ao eletrodo-padrão de hidrogênio; • calcular a força eletromotriz de uma pilha mediante os potenciais-padrão dos eletrodos; • prever se uma reação de oxi-redução será ou não espontânea, utilizando os valores de potencial de redução; • prever, utilizando o valor calculado da força eletromotriz de uma pilha, se o funcionamento dela será ou não espontâneo no sentido considerado; • entender a montagem, o funcionamento e a aplicação de algumas pilhas comuns: <ul style="list-style-type: none"> – acumulador ou bateria de automóvel ou bateria de chumbo; – pilha seca comum ou de Leclanché; – pilhas alcalinas; – pilha de mercúrio; – pilha de níquel-cádmio; – pilha de lítio ou lítio-iodo; – pilha ou célula combustível; • perceber os cuidados necessários para o descarte de pilhas e baterias; • compreender a corrosão como um processo eletroquímico, entendendo a necessidade prática e a importância na proteção, ou de retardamento da corrosão, de alguns materiais; • perceber a presença da Eletroquímica nos fenômenos biológicos.

Capítulo 9 – Eletroquímica – eletrólise

Conteúdos	Objetivos específicos
<ol style="list-style-type: none">1. O que é eletrólise2. Eletrólise ígnea3. Eletrólise em solução aquosa com eletrodos inertes4. Prioridade de descarga dos íons5. Eletrólise em solução aquosa com eletrodos ativos (ou reativos)6. Comparando o funcionamento das pilhas com a eletrólise7. Aplicações da eletrólise8. A estequiometria das pilhas e da eletrólise	<p>Ao final do capítulo, o aluno deve estar preparado para:</p> <ul style="list-style-type: none">• entender que a eletrólise é a reação de oxidação-redução provocada pela a corrente elétrica;• compreender como e quando ocorre a eletrólise;• identificar eletrólise ígnea e perceber, por meio das reações, a diferença entre nomes e sinais dos eletrodos quando comparados aos da pilha;• entender o que ocorre na eletrólise em solução aquosa;• compreender a diferença dos resultados, ocasionada pela presença da água, de uma eletrólise ígnea e uma eletrólise em solução aquosa;• prever, numa eletrólise em solução aquosa, se ocorrerá decomposição apenas do soluto ou apenas do solvente ou, então, de ambos, por meio da maior ou da menor facilidade de descarga dos íons durante a eletrólise;• resolver exercícios sobre eletrólise;• entender o problema de recarga de uma bateria comparando pilhas e eletrólise;• perceber as várias aplicações da eletrólise nos processos industriais;• relacionar a quantidade da substância transformada com a quantidade de eletricidade associada a essa transformação e aplicar esses conhecimentos em cálculos eletroquímicos, podendo prever o aspecto econômico do processo;• compreender alguns processos naturais e industriais por meio da eletroquímica.

Capítulo 10 – Reações nucleares

Conteúdos	Objetivos específicos
<ol style="list-style-type: none">1. Radioatividade2. Os efeitos das emissões radioativas3. Estrutura atômica4. A natureza das radiações e suas leis5. Cinética das desintegrações nucleares6. Famílias radioativas naturais7. Reações artificiais de transmutação8. Fissão nuclear9. Fusão nuclear10. Aplicações das reações nucleares11. Perigos e acidentes nucleares	<p>Ao final do capítulo, o aluno deve estar preparado para:</p> <ul style="list-style-type: none">• perceber que a descoberta das emissões radioativas se deu com a evolução de pesquisas envolvendo explicações sobre a estrutura atômica;• conhecer, por meio de exemplos, os principais efeitos provocados pelas emissões radioativas;• definir nuclídeo;• determinar se um nuclídeo é isóbaro, isótono ou isótopo de outro mediante o número atômico (prótons) e o número de massa (prótons e nêutrons);• identificar os três tipos de emissão (alfa, beta e gama) presentes em um feixe radioativo;• definir emissão alfa e entender o que ocorre com um núcleo quando uma partícula alfa é emitida por ele;• definir emissão beta e entender o que ocorre com um núcleo quando uma partícula beta é emitida por ele;• definir emissão gama e entender por que não se costuma escrever a emissão gama nas equações nucleares;• ler, escrever e interpretar as emissões colocadas na forma de equação de partículas alfa e beta;• entender como a velocidade com que um elemento radioativo se desintegra pode ser determinada;• entender o conceito de meia-vida;• identificar, em uma curva de decaimento, a quantidade de átomos radioativos presentes em uma amostra, em função do tempo;• definir série ou família radioativa natural;• definir reação nuclear ou de transmutação;• definir elementos transurânicos;• compreender o que é e o que ocorre no processo de fissão nuclear;• entender a importância do urânio e do enriquecimento do urânio no processo de fissão nuclear;• perceber as aplicações práticas do processo de fissão nuclear;• compreender o que é e o que ocorre no processo de fusão nuclear, diferenciando-o do processo de fissão nuclear;• perceber aplicações práticas do processo de fusão nuclear;• perceber os maiores e os menores perigos das emissões radioativas para os seres vivos.

9 Sugestões para o desenvolvimento do capítulo

Capítulo 1 Soluções

É importante iniciar esse capítulo retomando o conceito de misturas, visto no Ensino Fundamental e na 1ª série do Ensino Médio, e ampliá-lo.

Para isso, prepare com os alunos, em classe, três tipos de sistemas dispersos, como os exemplos da tabela na página 3.

Pegue três copos contendo a mesma quantidade de água cada um e adicione: no primeiro copo, uma colher de açúcar; no segundo, uma colher de gelatina em pó, de preferência sem corante; e no terceiro, uma colher de terra. Discuta com os alunos utilizando as observações feitas por eles.

A partir daí o professor poderá classificar as misturas observadas em dispersões.

Este capítulo deve merecer uma atenção especial, visto que o conhecimento do assunto continua sendo maciçamente cobrado nos exames vestibulares de todo o país. Além disso, o domínio do cálculo de concentrações, expressas das mais variadas maneiras, é fundamental para a resolução de vários tipos de problemas que surgirão daqui em diante em nosso curso, como os que envolvem soluções que reagem entre si, problemas de volumetria, questões de cinética e de equilíbrios químicos, questões de eletroquímica, etc.

1. Dispersões (página 2)

Se possível, faça os alunos realizarem o experimento com água de enxurrada — que, deixada em repouso, vai clareando aos poucos, à medida que suas partículas sedimentam. Procure então comentar que a solubilidade das partículas depende não só de seus tamanhos, mas também das forças intermoleculares, comentadas no item 2.3 deste capítulo.

2.5. O fenômeno da saturação de uma solução (página 7)

Havendo possibilidade, mostre aos alunos o fenômeno da saturação de uma solução. Além disso, lembre-se de que, para muitos alunos, o aparecimento de um precipitado parece mágica ou um grande mistério. Por isso, usando um tubo de ensaio, mostre algumas reações que produzem precipitado, como as que ocorrem entre o AgNO_3 e o NaCl , entre o CuSO_4 e o NaOH , entre o BaCl_2 e o Na_2SO_4 , etc.

Atividades práticas (página 11)

- 1ª Água (polar) e álcool (polar) se misturam; água (polar) e óleo (apolar) não se misturam (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); água (polar) e vinagre (polar) se misturam; vinagre (polar) e óleo (apolar) não se misturam (e o óleo sobrenada o vinagre, pois é menos denso); álcool (polar) e vinagre (polar).
- 2ª Quando uma solução é preparada, deve-se colocar um rótulo contendo a identificação da solução, assim como sua concentração (no experimento, a concentração será expressa em colher (de café) de sal e colher (de chá) de açúcar por litro de solução), quem a preparou e a data em que isso foi feito.
- 3ª Não dispondo de cilindro graduado, use qualquer outro recipiente graduado (uma mamadeira, por exemplo). No entanto lembre aos alunos que, utilizando aparelhos menos precisos, as conclusões do experimento podem ficar comprometidas e que a aparente “complicação” da aparelhagem de laboratório decorre desse fato.
Na dissolução de um sólido em um líquido há, em geral, aumento de volume; afinal, tanto as partículas do soluto como as do solvente têm um certo volume e, portanto, vão

“ocupar lugar no espaço”. Procure esclarecer que, no caso da água e do álcool, o volume final é menor que 80 mL, por dois motivos: as partículas do soluto se encaixam nos “vazios” existentes entre as partículas do solvente, e as pontes de hidrogênio tornam todas essas partículas ainda mais unidas.

Nesse ponto, podemos dar um exemplo grosseiro: vamos supor dois recipientes de igual volume — um cheio de bolas de pingue-pongue e outro cheio de grãos de arroz. Se misturarmos esses conteúdos em um terceiro recipiente — que tenha o dobro da capacidade dos primeiros —, veremos que ele não ficará completamente cheio, pois boa parte dos grãos de arroz vão ocupar os espaços que as bolas de pingue-pongue, de qualquer modo, já guardariam entre si.

Exercícios (página 12)

- 3) Para obter uma solução aquosa com 5,0 g de cloreto (Cl^-), é necessário dissolver um cloreto **solúvel e iônico**: só pode ser o NH_4Cl .

Alternativa d

- 6) A resposta está no próprio gráfico.

Alternativa c

- 10) Do próprio gráfico, tiramos que:

- a 70°C \rightarrow 90 g/100 g de H_2O ; logo, em 50 g de H_2O , temos: 45 g de AX_2
- a 10°C \rightarrow 20 g/100 g de H_2O ; logo, em 50 g de H_2O , temos: 10 g de AX_2

A diferença ($45 - 10 = 35$ g) é o que precipita e 10 g de AX_2 permanecem em solução.

Alternativa c

- 13) 25 mL de solução saturada tinham 13 g do sal (resíduo) }
100 mL de solução saturada teriam x g do sal } $x = 52$ g do sal

Dos valores dados, apenas o KNO_3 registra 52 g/100mL de água.

Alternativa d

- 15) Para resolver esta questão, basta utilizar as leis físicas dos gases:

$$P_1V_1 = P_2V_2 \Rightarrow 1 \cdot 1.000 = (1 + 3)V_2 \Rightarrow \boxed{V_2 = 250 \text{ mL}}$$

Alternativa d

Exercícios complementares (página 15)

- 19) O sólido A é o PbSO_4 , que é o único insolúvel a quente. O sólido B é o PbI_2 , pois, entre os dois sais restantes, é o único insolúvel em água fria. Por exclusão, C é o $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$.

Alternativa d

- 21) Podemos resolver este exercício pela simples leitura da tabela.

Alternativa e

- 24) Da solubilidade dada, resulta que 1 litro do refrigerante contém 3,0 g de CO_2 .

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ mol de } \text{CO}_2 = 44 \text{ g (dado)} \text{ ————— } 25 \text{ L (dado)} \\ 3,0 \text{ g ————— } V \end{array} \right\} \boxed{V = 1,7 \text{ L de } \text{CO}_2}$$

Essa é a resposta, pois o enunciado diz que todo o CO_2 saiu da garrafa.

Alternativa c

Exercícios (página 19)

- 32) A única diferença entre os refrigerantes é a presença de açúcar. Conseqüentemente, a massa de açúcar será a diferença de massa entre as latas: $331,2 - 316,2 = 15$ g de açúcar. A concentração será:

$$\left. \begin{array}{l} 300 \text{ mL (lata)} \text{ ————— } 15 \text{ g de açúcar} \\ 1.000 \text{ mL} \text{ ————— } C \end{array} \right\} C = 50 \text{ g/L}$$

Alternativa e

- 34) $\left. \begin{array}{l} 1 \text{ mL} \text{ ————— } 20 \text{ mg de Cr}^{3+} \\ 1.000 \text{ mL} \text{ ————— } x \end{array} \right\} x = 20.000 \text{ mg ou } 20 \text{ g de Cr}^{3+}$



$$\left. \begin{array}{l} 52 \text{ g} \text{ ————— } 266,5 \text{ g} \\ 20 \text{ g} \text{ ————— } y \end{array} \right\} y = 102,5 \text{ g de CrCl}_3 \cdot 6 \text{ H}_2\text{O}$$

Alternativa d

- 36) $\left. \begin{array}{l} 1 \text{ kg de peso corporal} \text{ ————— } 5 \text{ mg de H}_3\text{PO}_4 \\ 60 \text{ kg} \text{ ————— } x \end{array} \right\} x = 300 \text{ mg ou } 0,3 \text{ g de H}_3\text{PO}_4$

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ L de refrigerante} \text{ ————— } 0,6 \text{ g de H}_3\text{PO}_4 \\ y \text{ ————— } 0,3 \text{ g de H}_3\text{PO}_4 \end{array} \right\} y = 0,5 \text{ L de refrigerante}$$

Exercícios complementares (página 21)

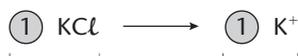
- 38) Em regiões muito frias, se deixarmos um carro ao relento, é bem provável que o radiador venha a "explodir". Esse fenômeno ocorre devido à dilatação da água do radiador, ao passar do estado líquido para o sólido. Desse fato vem a necessidade de adicionar, à água do radiador, substâncias (como o etilenoglicol) que dificultem o congelamento da água. Resolvendo a questão, temos:

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ mol de C}_2\text{H}_6\text{O}_2 \text{ ————— } 62 \text{ g} \\ 5 \text{ mols de C}_2\text{H}_6\text{O}_2 \text{ (dado) ————— } x \end{array} \right\} x = 310 \text{ g de C}_2\text{H}_6\text{O}_2$$

$$\left. \begin{array}{l} 500 \text{ mL de solução (dado) ————— } 310 \text{ g} \\ 1.000 \text{ mL (1 L) ————— } C \end{array} \right\} C = 620 \text{ g/L}$$

Alternativa e

- 42) a) $\left. \begin{array}{l} 500 \text{ mL de água} \text{ ————— } 75 \text{ mg de KCl} \\ 1.000 \text{ mL de água} \text{ ————— } x \end{array} \right\} x = 150 \text{ mg de KCl}$



$$\left. \begin{array}{l} 74,5 \text{ mg} \text{ ————— } 39 \text{ mg} \\ 150 \text{ mg} \text{ ————— } y \end{array} \right\} y = 78,5 \text{ mg de K}^+$$

Exercícios (página 23)

- 46) $\left. \begin{array}{l} 100\% \text{ ————— } 1 \text{ kg (ou } 1.000 \text{ g) de solução} \\ 5\% \text{ ————— } x \text{ g de soluto} \end{array} \right\} x = 50 \text{ g de soluto}$

Alternativa d

- 48) $\left. \begin{array}{l} 1,2 \text{ g} \text{ ————— } 1 \text{ mL} \\ (10 + 290) \text{ g} \text{ ————— } x \end{array} \right\} x = 250 \text{ mL de solução}$

$$\left. \begin{array}{l} 250 \text{ mL de solução} \text{ ————— } 10 \text{ g de sal} \\ 1.000 \text{ mL} \text{ ————— } C \end{array} \right\} C = 40 \text{ g/L}$$

Exercícios complementares (página 29)

$$77) \quad \eta = \frac{m_1}{M_1 V} \Rightarrow 5,0 \cdot 10^{-5} = \frac{m}{19 \cdot 3} \Rightarrow m = 0,00285 \text{ g ou } 2,85 \text{ mg}$$

Alternativa c

Professor: é muito importante acostumar seus alunos aos cálculos com potências de dez.

79) Em 1 mol de sacarose, há: $6,0 \cdot 10^{23}$ moléculas (partículas).

Em 0,5 mol de NaCl, há: $0,5 \cdot 6,0 \cdot 10^{23}$ unidades de NaCl.

Na reação $\text{NaCl} \longrightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$, temos 2 partículas (1 de Na^+ e 1 de Cl^-) por unidade de NaCl. Então:

$$2 \cdot 0,5 \cdot 6,0 \cdot 10^{23} \Rightarrow 6,0 \cdot 10^{23} \text{ partículas de } \text{Na}^+ \text{ e } \text{Cl}^-$$

O número total de partículas é:

$$6,0 \cdot 10^{23} + 6,0 \cdot 10^{23} = 12,0 \cdot 10^{23} \Rightarrow 1,2 \cdot 10^{24} \text{ partículas}$$

Alternativa d

Exercícios (página 30)

82) • Cálculo das quantidades de mols

$$\text{da glicose: } n_1 = \frac{m_1}{M_1} = \frac{18}{180} \Rightarrow n_1 = 0,1 \text{ mol}$$

$$\text{do ácido acético: } n_2 = \frac{m_2}{M_2} = \frac{24}{60} \Rightarrow n_2 = 0,4 \text{ mol}$$

$$\text{da água: } n_3 = \frac{m_3}{M_3} = \frac{81}{18} \Rightarrow n_3 = 4,5 \text{ mol}$$

• Cálculo da fração molar do ácido acético

$$x = \frac{n_2}{\Sigma n} \Rightarrow x = \frac{0,4}{0,1 + 0,4 + 4,5} \Rightarrow x = \frac{0,4}{5,0} \Rightarrow x = 0,08$$

Alternativa b

83) A solução a 11,70% de NaCl em massa tem 11,70 g de NaCl e $(100 - 11,70) \text{ g} = 88,30 \text{ g}$ de água. Sendo assim, temos:

$$\bullet \text{ para o NaCl: } n_1 = \frac{11,70}{58,5} \Rightarrow n_1 = 0,2 \text{ mol}$$

$$\bullet \text{ para o H}_2\text{O: } n_2 = \frac{88,30}{18} \Rightarrow n_2 = 4,9 \text{ mol}$$

Resulta uma quantidade total de $0,2 \text{ mol} + 4,9 \text{ mol} = 5,1 \text{ mol}$. Com esse valor, calculamos:

$$\bullet \text{ para o NaCl: } x_1 = \frac{0,2}{5,1} \Rightarrow x_1 = 0,0392$$

$$\bullet \text{ para o H}_2\text{O: } x_2 = \frac{4,9}{5,1} \Rightarrow x_2 = 0,9608$$

Chame a atenção de seus alunos para o fato de que: $0,0392 + 0,9608 = 1$.

84) 1 L de solução ($d = 1.008 \text{ g/mL}$) pesa 1.008 g. Da concentração dada, concluímos que 1 L de solução contém 126 g de HNO_3 , e, portanto: $1.008 \text{ g} - 126 \text{ g} = 882 \text{ g}$ de H_2O . Temos então:

$$\left. \begin{array}{l} \text{HNO}_3: n_1 = \frac{m_1}{M_1} \Rightarrow n_1 = \frac{126}{63} \Rightarrow n_1 = 2 \text{ mol} \\ \text{H}_2\text{O: } n_2 = \frac{m_2}{M_2} \Rightarrow n_2 = \frac{882}{18} \Rightarrow n_2 = 49 \text{ mol} \\ \hline \text{Total} = 51 \text{ mol} \end{array} \right\} \begin{array}{l} x_1 = \frac{2}{51} \Rightarrow x_1 = 0,0392 \\ x_2 = \frac{49}{51} \Rightarrow x_2 = 0,9608 \end{array}$$

Alternativa c

Exercícios (página 31)

89) Em 2 kg de solução, temos m g de Na_2CO_3 e $(2.000 - m)$ g de H_2O :

$$W = \frac{1.000 m_1}{m_2 M_1} \Rightarrow 0,5 = \frac{1.000 m}{(2.000 - m) \cdot 106} \Rightarrow m = 111,9 \text{ g de } \text{Na}_2\text{CO}_3$$

Portanto haverá:

$$2.000 \text{ g} - 111,9 \text{ g} = 1.888,1 \text{ g de } \text{H}_2\text{O}$$

Exercícios (página 33)

90) $\text{ppm} = \frac{\text{massa do soluto em mg}}{\text{massa do solvente em kg}} \Rightarrow \text{ppm} \frac{5,0 \cdot 10^{-4} \text{ mg de Hg}}{10^{-3} \text{ kg de água}} \Rightarrow \text{ppm} = 0,5$

Alternativa c

91) Dado 15 ppm de CO (V/V), temos:

$$\left. \begin{array}{l} 1.000.000 \text{ L de ar} \text{ ————— } 15 \text{ L de CO} \\ 1 \text{ m}^3 \text{ (ou } 1.000 \text{ L) de ar} \text{ ————— } x \text{ L de CO} \end{array} \right\} x = 0,015 \text{ L de CO/m}^3 \text{ de ar}$$

92) $70 \text{ ppb de Ag (m/m)} \left\{ \begin{array}{l} 1 \text{ bilhão (ou } 10^9) \text{ g da crosta} \text{ — } 70 \text{ g de Ag} \\ 1 \text{ tonelada (ou } 10^6) \text{ g da crosta} \text{ — } x \end{array} \right\} x = 0,070 \text{ g de Ag}$

93) $C = \eta_i M_i \Rightarrow C = 4 \cdot 10^{-4} \cdot 24 \Rightarrow C = 9,6 \cdot 10^{-3} \text{ g} \cdot \text{L}^{-1} \Rightarrow C \approx 10 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$

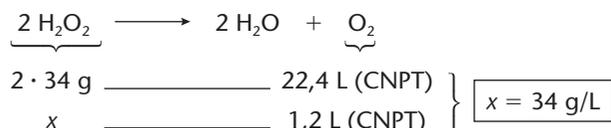
Alternativa b

94) Em 1 ppm há 1 mg de F^-/L :

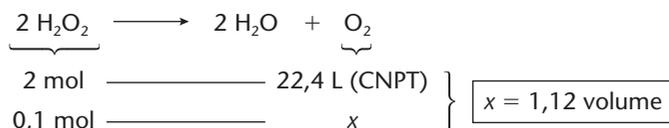
$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ L de solução} \text{ ————— } 1 \text{ mg de } \text{F}^- \\ 38.000 \text{ L} \text{ ————— } x \end{array} \right\} x = 38.000 \text{ mg ou } 38 \text{ g de } \text{F}^-$$

$$\left. \begin{array}{l} \textcircled{1} \text{ F}^- \text{ ————— } \textcircled{1} \text{ NaF} \\ 19 \text{ g} \text{ ————— } 42 \text{ g} \\ 38 \text{ g} \text{ ————— } y \end{array} \right\} y = 84 \text{ g de NaF}$$

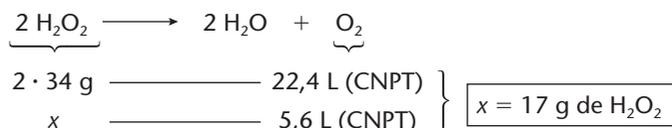
95) Em 1 L há 11,2 L de O_2 (CNPT):



96) Em 1 L há 0,1 mol de H_2O_2 :



97) Em 1 L há 5,6 volumes:



Cálculo da massa da solução:

$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow m = d \cdot V \Rightarrow m = 1,05 \cdot 1.000 \Rightarrow m = 1.050 \text{ g de solução}$$

Cálculo do título:

$$\zeta = \frac{m_1}{m} \Rightarrow \zeta = \frac{17}{1.050} \Rightarrow \zeta = 0,016 \text{ ou } 1,6\%$$

Exercícios (página 35)

- 102) Se preparou 10 L e consumiu 9 L, sobrou $10 - 9 = 1$ L da solução inicial que é 5 M. Portanto:

$$V\eta = V'\eta' \Rightarrow V \cdot 5 = 200 \cdot 2 \Rightarrow V = 80 \text{ mL}$$

- 110) a) $\frac{1}{3}$ da piscina significa $\frac{1}{3} \cdot 300 \text{ m}^3 = 100 \text{ m}^3$ ou 100.000 L; portanto:

$$\eta = \frac{m_1}{MV} \Rightarrow \eta = \frac{10.000}{159,5 \cdot 100.000} \Rightarrow \eta = 6,269 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

- b) Temos aqui um problema de diluição:

$$V\eta = V'\eta' \Rightarrow 100 \cdot 3 \cdot 10^{-3} = 300 \cdot \eta' \Rightarrow \eta' = 10^{-3} \text{ mol/L}$$

- 111) Em 1 L há:

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ mol de CN}^- \text{ ————— } 26 \text{ g de CN}^- \\ 0,0012 \text{ mol de CN}^- \text{ ————— } x \end{array} \right\} x = 0,0312 \text{ g ou } 31,2 \text{ mg/L}$$

$$VC = V'C' \Rightarrow 1 \cdot 31,2 = V \cdot 0,01 \Rightarrow V = 3 \cdot 120 \Rightarrow V \approx 3.200 \text{ L de solução}$$

Alternativa b

- 115) 100 g da solução a 90% têm 90 g de H_2SO_4 e 10 g de água. Adicionando 400 g de água, teremos os mesmos 90 g de H_2SO_4 em $10 \text{ g} + 400 \text{ g} = 410 \text{ g}$ de água, resultando um total de $90 \text{ g} + 410 \text{ g} = 500 \text{ g}$ de solução. A porcentagem de H_2SO_4 será agora:

$$\left. \begin{array}{l} 500 \text{ g de solução ————— } 90 \text{ g de H}_2\text{SO}_4 \\ 100 \text{ g de solução ————— } x \text{ g de H}_2\text{SO}_4 \end{array} \right\} x = 18\% \text{ de H}_2\text{SO}_4$$

Alternativa c

- 116) Alternativas (01), (02) e (16):

$$\begin{array}{l} 1 \text{ L de solução} \begin{cases} \xrightarrow{\text{tem}} 464 \text{ g de NaOH} \xrightarrow{:M=40} 11,6 \text{ mol/L} \\ \xrightarrow{d=1,37} 1.370 \text{ g de solução} \Rightarrow \zeta = \frac{464}{1.370} \Rightarrow \zeta = 0,339 \Rightarrow \zeta = 33,9\% \end{cases} \end{array}$$

- Alternativa (04):

$$\begin{array}{l} 1.370 \text{ g de solução} - 464 \text{ g de soluto} = 906 \text{ g de H}_2\text{O} \xrightarrow{:M=18} 50,33 \text{ mol de H}_2\text{O} \\ \left. \begin{array}{l} 906 \text{ g de H}_2\text{O} \text{ ————— } 11,6 \text{ mol de NaOH} \\ 1 \text{ kg} = 1.000 \text{ g} \text{ ————— } W \end{array} \right\} W = 12,8 \text{ mol/kg} \end{array}$$

- Alternativa (08):

$$\text{Fração em mols} = \frac{11,6}{11,6 + 50,33} = 0,1873 \approx 0,19$$

- Alternativa (32):

Essa alternativa está errada, pois o enunciado já nos dá $C = 464 \text{ g/L}$.

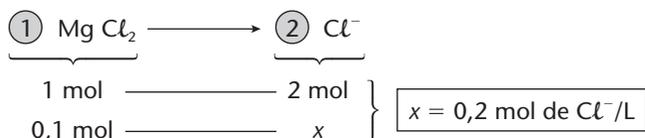
Portanto, são corretas as alternativas

(01), (02), (04), (08) e (16).

Exercícios complementares (página 38)

- 119) $V\eta = V'\eta' \Rightarrow V \cdot 10 = V' \cdot 0,2 \Rightarrow \frac{V}{V'} = \frac{0,2}{10} = \frac{1}{50}$, ou seja, 50 vezes

- 121) $V\eta = V'\eta' \Rightarrow 50 \cdot 2 = 1.000 \cdot \eta' \Rightarrow \eta' = 0,1 \text{ mol de MgCl}_2/\text{L}$



Alternativa b

- 123) Lembrando que a molaridade da solução é proporcional à massa do soluto, temos:
- | | | | | |
|---------------|-------|---------------|---|--------------------|
| solução 0,5 M | ————— | 3 g de soluto | } | x = 15 g de soluto |
| solução 2,5 M | ————— | x g de soluto | | |
- 124) a) Vamos supor que fossem misturados x L de água do mar com os 300 L de água potável, resultando (300 + x) L do soro final. Desse modo, teremos:
- $$VC = V'C' \Rightarrow x \cdot 25 = (300 + x) \cdot 10 \Rightarrow x = 200 \text{ L}$$
- Portanto o volume do soro final será igual a: 300 L + 200 L = 500 L
- b) O volume total ingerido por pessoa será: $\frac{500 \text{ L}}{50} = 10 \text{ L}$. Considerando que cada litro de soro fisiológico tem 10 g de NaCl, concluímos que cada pessoa irá ingerir $10 \cdot 10 \text{ g} =$ 100 g de NaCl
- c) Na evaporação da água do mar, apenas a água passa para o estado gasoso (o sal continua dissolvido no mar). Sendo assim, o que se condensa nas nuvens e depois se precipita como chuva é apenas água pura.
- 125) No suco M, a quantidade de vitamina será 20 mg, pois o suco foi diluído a 200 mL. No suco T, temos:

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ L} = 1.000 \text{ mL} \text{ ————— } 75 \text{ mg de vitamina} \\ 200 \text{ mL} \text{ ————— } x \end{array} \right\} \text{ x = 15 mg}$$

Alternativa c

- 126) Para a solução concentrada, temos:

$$m_l = \frac{m_1}{M_1 V_1} \Rightarrow m_l = \frac{1.840 \cdot 0,98}{98 \cdot 1} \Rightarrow m_l = 18,4 \text{ mol/L}$$

Na diluição, teremos:

$$V m_l = V' m_l' \Rightarrow V \cdot 18,4 = 9,2 \cdot 2 \Rightarrow \text{V = 1 L}$$

- 127) A solução inicial a 10% tem 10 g de H₂SO₄ para cada 90 g de água. Acrescentando-se x g de água, obtém-se a nova solução (a 5%), que contém os mesmos 10 g de H₂SO₄ em (90 + x) g de água, perfazendo 10 g + 90 g + x g = (100 + x) g de solução. Nessa nova solução, temos:

$$\left. \begin{array}{l} 100\% \text{ de solução} \text{ ————— } 5\% \text{ de H}_2\text{SO}_4 \\ (100 + x) \text{ g de solução} \text{ ————— } 10 \text{ g de H}_2\text{SO}_4 \end{array} \right\} \text{ x = 100 g de água}$$

Portanto:

$$\frac{\text{Massa final de água}}{\text{Massa inicial de água}} = \frac{190}{90} = \frac{19}{9}$$

Exercícios (página 40)

- 130) Na mistura de três ou mais soluções, o raciocínio continua sendo exatamente o mesmo já utilizado para as misturas de duas soluções, a saber:

- ou nós somamos as quantidades de soluto proveniente das três soluções e dividimos pelo volume total final;
- ou aplicamos a fórmula da média ponderada:

$$m_l = \frac{m_{lA} V_A + m_{lB} V_B + m_{lC} V_C}{V_A + V_B + V_C} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow m_l = \frac{1 \text{ M} \cdot 200 \text{ mL} + 2 \text{ M} \cdot 500 \text{ mL} + 0,2 \text{ M} \cdot 300 \text{ mL}}{200 \text{ mL} + 500 \text{ mL} + 300 \text{ mL}} \Rightarrow \text{m}_l = 1,26 \text{ mol/L}$$

133) $m_l = \frac{m_{lA} V_A + m_{lB} V_B}{V_A + V_B} \Rightarrow 0,3 = \frac{200 \cdot 3Y + 600Y}{200 + 600}$

Da expressão acima, vem: Y = 0,20 M e $X = 3Y \Rightarrow$ X = 0,60 M

Alternativa a

- 135) • **Na primeira solução:** em 100 g de solução a 20%, há 20 g de H_2SO_4 e 80 g de água.
- **Na segunda solução:** 150 mL de solução, multiplicados pela densidade (1,3 g/mL), resultam 195 g de solução; por outro lado, pelo valor da concentração ($C = 520 \text{ g/L}$), conclui-se que 150 mL de solução encerram 78 g de H_2SO_4 e, em consequência, haverá $195 \text{ g} - 78 \text{ g} = 117 \text{ g}$ de água.
 - **Na solução final,** temos: $20 \text{ g} + 78 \text{ g} = 98 \text{ g}$ de H_2SO_4 e $100 \text{ g} + 195 \text{ g} = 295 \text{ g}$ no total; portanto o título em massa será:

$$\bar{c} = \frac{98}{295} \Rightarrow \bar{c} = 0,33 \text{ ou } 33\%$$

Exercícios complementares (página 41)

- 136) Cálculo da molaridade da primeira solução:

$$C = d\bar{c} \Rightarrow C = 1,47 \cdot 0,6 \Rightarrow C = 0,882 \text{ g/mL ou } 882 \text{ g/L}$$

$$\text{Logo: } m_1 = \frac{C}{M} \Rightarrow m_1 = \frac{882}{98} \Rightarrow m_1 = 9 \text{ M}$$

Cálculo da molaridade da solução final:

$$m = \frac{m_1V_1 + m_2V_2}{V_1 + V_2} \Rightarrow m = \frac{9 \cdot 30 + 5 \cdot 20}{30 + 20} \Rightarrow m = 7,4 \text{ mol/L}$$

- 137) Se a solução final deve ter 600 mL e a primeira solução tem 400 mL, a segunda solução deverá ter:

$$Y = 600 - 400 \Rightarrow Y = 200 \text{ mL}$$

Portanto:

$$0,2 = \frac{400X + 200 \cdot 0,4}{600} \Rightarrow X = 0,10 \text{ mol/L}$$

Alternativa c

- 138) • Seja de x gramas a massa de NaCl a ser adicionada;
- 100 g de solução a 5% em massa contêm 5 g de NaCl e $100 \text{ g} - 5 \text{ g} = 95 \text{ g}$ de água;
 - a solução final deverá ser a 20% em massa ($\bar{c} = 0,20$) e conterá: $(5 + x) \text{ g}$ de NaCl e 95 g de água; sendo assim, seu título poderá ser equacionado da seguinte maneira:

$$\bar{c} = \frac{\text{Massa do soluto}}{\text{Massa da solução}} \Rightarrow 0,2 = \frac{5 + x}{5 + x + 95} \Rightarrow x = 18,75 \text{ g}$$

- 139) Em 100 mL de soro, temos 0,9 g de NaCl . Juntando mais 10,8 g, teremos: $0,9 + 10,8 = 11,7 \text{ g}$ de NaCl (em 100 mL de soro)

$$m = \frac{m_1}{M_1V} \Rightarrow m = \frac{11,7}{58,5 \cdot 0,1} \Rightarrow m = 2 \text{ mol/L}$$

Alternativa e

Exercícios (página 42)

- 143) Cálculo da molaridade do NaCl :

$$m_{\text{NaCl}} = \frac{C_{\text{NaCl}}}{M_{\text{NaCl}}} \Rightarrow m_{\text{NaCl}} = \frac{3,5}{58,5} \Rightarrow m_{\text{NaCl}} = 0,06 \text{ M}$$

Cálculo da molaridade do açúcar:

$$m_{\text{açúcar}} = \frac{C_{\text{açúcar}}}{M_{\text{açúcar}}} \Rightarrow m_{\text{açúcar}} = \frac{11}{342} \Rightarrow m_{\text{açúcar}} = 0,03 \text{ M}$$

Logo a concentração dos solutos dissolvidos no soro é:

$$m = m_{\text{NaCl}} + m_{\text{açúcar}} \Rightarrow m = 0,06 \text{ M} + 0,03 \text{ M} \Rightarrow m = 0,09 \text{ M}$$

Alternativa e

- 146) 1ª solução: $n = 4 \cdot 0,15 \Rightarrow n = 0,60$ mol de $KCl \Rightarrow 0,6$ mol de K^+
 2ª solução: $n = 3 \cdot 0,35 \Rightarrow n = 1,05$ mol de $K_2SO_4 \Rightarrow 2,1$ mol de $K^+ + 1,05$ mol de SO_4^{2-}
 Total: 2,7 mol de K^+
 $\downarrow: 0,5$ L $\downarrow: 0,5$ L
- | | |
|--------------------|--------------------------|
| 5,4 mol de K^+/L | 2,1 mol de SO_4^{2-}/L |
|--------------------|--------------------------|

Alternativa c

Exercícios (página 45)

- 149) De HCl temos: $n = m \cdot V = 0,1 \cdot 0,005 \Rightarrow n = 0,0005$ mol de HCl
 Como a reação $HCl + NaOH \longrightarrow NaCl + H_2O$ se processa na proporção de ① HCl para ① $NaOH$, 0,0005 mol de HCl vai neutralizar exatamente 0,0005 mol de $NaOH$. Portanto, para o $NaOH$:

$$n = m \cdot V \Rightarrow 0,0005 = 1 \cdot V \Rightarrow V = 0,0005 \text{ L ou } 0,5 \text{ mL de solução de NaOH a } 1 \text{ mol/L}$$

Alternativa a

- 152) • Quantidade inicial, em mols, de HCl : $1,6 \text{ mol/L} \cdot 0,040 \text{ L} = 0,064$ mol de HCl
 • Quantidade inicial, em mols, de $NaOH$: $2 \text{ mol/L} \cdot 0,060 \text{ L} = 0,120$ mol de $NaOH$
- | | | | | | | | |
|------------------------|-------|---|--------|-------------------|--------|---|--------|
| Na reação: | HCl | + | $NaOH$ | \longrightarrow | $NaCl$ | + | H_2O |
| No início há: | 0,064 | | 0,120 | | 0 | | 0 |
| Reagem/São produzidos: | 0,064 | | 0,064 | | 0,064 | | 0,064 |
| No final há: | zero | | 0,056 | | 0,064 | | 0,064 |
- Ao final, em 0,056 mol de $NaOH$, há 0,056 mol de Na^+
 • Ao final, em 0,064 mol de $NaCl$, há 0,064 mol de Na^+ e 0,064 mol de Cl^-
 • Portanto, na solução final (de volume igual a $40 \text{ mL} + 60 \text{ mL} = 100 \text{ mL}$), há:
 $0,056 \text{ mol} + 0,064 \text{ mol} = 0,120$ mol de Na^+ e $0,064$ mol de Cl^-
 • Conclui-se que a molaridade, em relação a cada íon, será:

em relação ao Na^+ : $\frac{0,120}{0,1} \Rightarrow 1,2 \text{ M}$ e em relação ao Cl^- : $\frac{0,064}{0,1} \Rightarrow 0,64 \text{ M}$

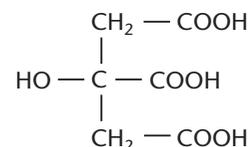
- 0,056 mol de $NaOH$ em excesso produz 0,056 mol de OH^- , que, estando também nos 100 mL da solução final, nos dará:

$$\frac{0,056}{0,1} \Rightarrow 0,56 \text{ M em relação ao } OH^-$$

Alternativa e

Atividades práticas (página 48)

- 1ª A fórmula estrutural do ácido cítrico está representada ao lado. Esse é o ácido que aparece nas frutas cítricas (laranja, limão, etc.). Apresenta três radicais $-COOH$ (isto é, trata-se de um triácido). Sua fórmula molecular é $C_6H_8O_7$ e, para destacar os três hidrogênios ácidos, podemos escrevê-la $H_3(C_6H_5O_7)$; ou, de forma ainda mais abreviada, H_3Ci . Esta última permite abreviar a equação de neutralização para: $H_3Ci + 3 NaOH \longrightarrow Na_3Ci + 3 H_2O$. Esse modo de escrever facilita, em certas ocasiões, o cálculo estequiométrico.



Exercícios (página 48)

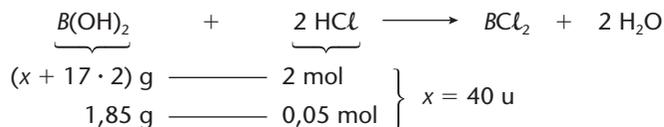
- 159) • Para o $NaOH$: $n = m \cdot V \Rightarrow n = 0,6 \cdot 0,0085 \Rightarrow n = 0,0051$ mol de $NaOH$
 • Para o CH_3COOH : $n = 0,0051$ mol de CH_3COOH (pois a reação é 1 : 1)
 • Molaridade do ácido acético: $m = \frac{n}{V} = \frac{0,0051}{0,005} \Rightarrow m = 1,02 \text{ mol/L}$
 • Sendo 60 g/mol a massa molar do ácido acético, temos: $C = 1,02 \cdot 60 \Rightarrow C = 61,2 \text{ g/L}$

- Portanto 1 litro de solução ($d = 1,02 \text{ g/mL}$) pesa 1.020 g e contém 61,2 g de CH_3COOH . Logo, o título é:

$$\bar{c} = \frac{61,2}{1.020} = 0,06 \text{ ou } 6\%$$

Alternativa c

- 161) Quantidade, em mols, de HCl : $n = m_l V \Rightarrow n = 0,5 \cdot 0,1 \Rightarrow n = 0,05 \text{ mol de HCl}$
 Uma vez que no enunciado se menciona uma **dibase**, vamos representá-la por B(OH)_2 , em que B é um metal genérico de massa atômica igual a x . Assim fazendo, teremos o seguinte cálculo estequiométrico:



Ora, o elemento químico de massa atômica 40 u é o cálcio.

Alternativa c

- 164) $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{H}^+ \longrightarrow \dots$
- $$\begin{array}{r} 382 \text{ g} \quad \text{2 mol} \\ 0,955 \text{ g} \quad x \end{array} \left. \vphantom{\begin{array}{r} 382 \text{ g} \quad \text{2 mol} \\ 0,955 \text{ g} \quad x \end{array}} \right\} x = 0,005 \text{ mol de H}^+ \Rightarrow 0,0005 \text{ mol de HCl}$$

$$n = m_l V \Rightarrow 0,005 = 0,1 \cdot V \Rightarrow V = 0,05 \text{ L ou } 50 \text{ mL}$$

Alternativa d

Exercícios complementares (página 51)

- 171) a) A reação é:



AgNO_3 usado:

$$n = m_l V \Rightarrow n = 0,1 \cdot 0,02 \Rightarrow n = 0,002 \text{ mol de AgNO}_3$$

Como os coeficientes da equação são todos iguais a 1, teremos:

$$0,002 \text{ mol de NaCl} \xrightarrow{\times M = 58,5} 0,117 \text{ g de NaCl}$$

Sendo:

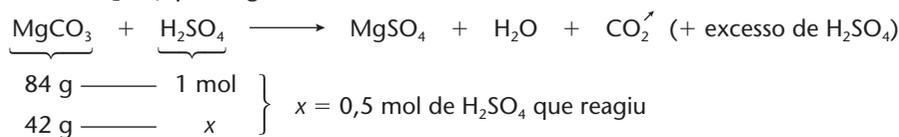
$$\begin{array}{r} 10 \text{ mL de solução} \quad \text{0,117 g de NaCl} \\ 100\% \quad \quad \quad x \end{array} \left. \vphantom{\begin{array}{r} 10 \text{ mL de solução} \quad \text{0,117 g de NaCl} \\ 100\% \quad \quad \quad x \end{array}} \right\} x = 1,17\% \text{ g de NaCl} > 0,9\%$$

- b) Teremos também

$$0,002 \text{ mol de Ag} \xrightarrow{\times M = 143,4} 0,2868 \text{ g de AgCl} \approx 0,287 \text{ g de AgCl}$$

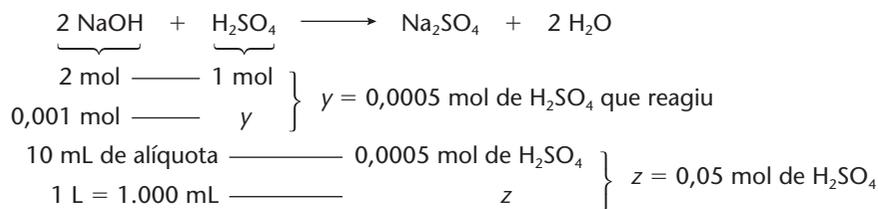
- 174) • HCl inicial: $m_l V = 0,2 \cdot 0,8 \Rightarrow n = 0,16 \text{ mol de HCl}$
 • HCl final (em excesso): $n = m_l V = 0,1 \cdot 0,25 = 0,025 \text{ mol de HCl}$
 • Portanto só reagiu: $0,16 \text{ mol} - 0,025 \text{ mol} = 0,135 \text{ mol de HCl}$
 • Na equação: $2 \text{HCl} + \text{Na}_2\text{CO}_3 \longrightarrow 2 \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$, vemos que 2 mols de HCl reagem com 1 mol de Na_2CO_3 ; portanto 0,135 mol de HCl reage com 0,0675 mol de Na_2CO_3 .
 • Sendo 106 g/mol a massa molar de Na_2CO_3 , temos:
 $m = nM \Rightarrow m = 0,0675 \cdot 106 \Rightarrow m = 7,155 \text{ g de Na}_2\text{CO}_3$ (nas 10 g de amostra).
 • Portanto o teor de Na_2CO_3 na amostra é $71,55\%$.

- 175) Cálculo do H_2SO_4 que reagiu:



Cálculo do excesso de H_2SO_4 (que reagiu com o NaOH) presente na alíquota de 10 mL:

$$n = mV = 0,5 \cdot 0,002 = 0,001 \text{ mol de NaOH}$$



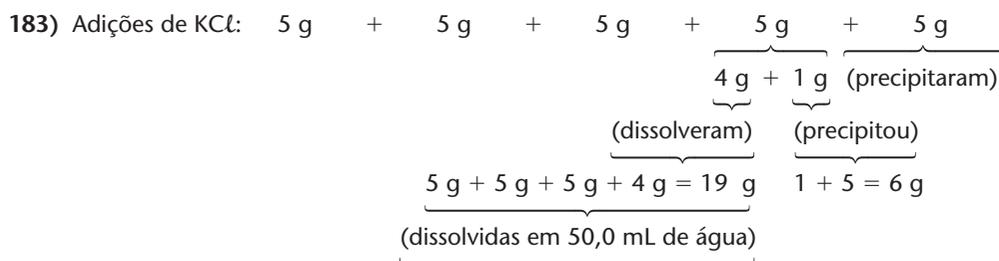
Somando as quantidades de H_2SO_4 que **reagiu** com a que **sobrou**, temos:

$$0,5 + 0,05 = 0,55 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4 \text{ total} \xrightarrow{\times M = 98} 53,9 \text{ g de H}_2\text{SO}_4$$

$$\text{Sendo: } d = \frac{m}{V} \Rightarrow V = \frac{m}{d} \Rightarrow V = \frac{53,9}{1,8} \Rightarrow \boxed{V = 29,94 \approx 30 \text{ mL de H}_2\text{SO}_4}$$

Alternativa a

Desafio (página 54)



Coefficiente de solubilidade: 38 g/100 mL de água

Todas as afirmações estão corretas.

Alternativa b

184) Solução saturada $\left\{ \begin{array}{l} 25 \text{ mL} \text{ ———— } 13 \text{ g de sal} \\ 100 \text{ mL} \text{ ———— } x \end{array} \right\} x = 52 \text{ g de sal/100 mL}$

O valor encontrado corresponde exclusivamente ao KNO_3 .

Alternativa d

185) a) A resposta já é dada na questão: $\boxed{C = 360 \text{ g/L}}$

b) a 30°C $\left\{ \begin{array}{l} 1 \text{ L de água do mar} \text{ ———— } 25 \text{ g de NaCl} \\ x \text{ ———— } 1 \text{ kg (ou 1.000 g) de NaCl} \end{array} \right\} \boxed{x = 40 \text{ L}}$

186) A indústria obtém 100 kg de AgCl precipitado na reação:



Além disso, a indústria joga fora 20.000 L de solução saturada de AgCl , a 50°C , nos quais estão dissolvidos:

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ L de solução saturada} \text{ ———— } 5 \cdot 10^{-3} \text{ g de NaCl} \\ 20.000 \text{ L} \text{ ———— } x \end{array} \right\} x = 100 \text{ g (ou 0,1 kg) de AgCl}$$

Conseqüentemente, a massa total de AgCl produzida na reação química é:

$$100 \text{ kg} + 0,1 \text{ kg} = \boxed{100,1 \text{ kg de AgCl}}$$

Alternativa d

188) Massa da solução: 50,0 g totais – 30,0 g do béquer = 20 g de solução

Massa do resíduo: 31,0 g finais – 30,0 g do béquer = 1 g de resíduo

$$\left. \begin{array}{l} 20 \text{ g de solução} \text{ ———— } 1 \text{ g de resíduo (LiOH)} \\ 100\% \text{ de solução} \text{ ———— } x \end{array} \right\} \boxed{x = 5\% \text{ de LiOH}}$$

Essa solução é **insaturada**, pois a solubilidade do LiOH (dada no problema) é 11 g por 100 g de solução.

Alternativa a

189) Os dados dessa questão estão incompletos. Foram mencionadas soluções a 7,5% e a 25%; embora na questão não se tenha dito, essas porcentagens, geralmente, são em massa. Além disso, não são dadas as densidades das soluções inicial e final; nesse caso, devemos supor todas as densidades iguais à da água, ou seja, 1 g/mL; com isso, os valores numéricos das massas e dos volumes serão iguais. Assim fazendo, supondo a massa (ou o volume) da solução inicial igual a x , teremos:

- massa de NaOH na solução inicial: $0,25x$;
- massa de NaOH na solução final: $0,075 \cdot 10$;
- igualando: $0,25x = 0,075 \cdot 10 \Rightarrow x = 3 \text{ L da solução inicial}$;
- conseqüentemente, $10 \text{ L} - 3 \text{ L} = 7 \text{ L de água}$.

Alternativa b

190) $10^6 \text{ L de água} \xrightarrow{\quad\quad\quad} 3,66 \cdot 10^{-8}$ } $x = 3,66 \cdot 10^{-14} \text{ g de 2-fenil-etanol}$
 $1 \text{ L} \xrightarrow{\quad\quad\quad} x$

Transformando essa quantidade em mols, temos:

$1 \text{ mol de 2-fenil-etanol} \xrightarrow{\quad\quad\quad} 122 \text{ g}$ } $n = 3 \cdot 10^{-16} \text{ mol}$
 $n \xrightarrow{\quad\quad\quad} 3,66 \cdot 10^{-14} \text{ g}$

Transformando essa quantidade em número de moléculas, temos:

$1 \text{ mol} \xrightarrow{\quad\quad\quad} 6,0 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$ } $y = 1,8 \cdot 10^8 \text{ moléculas}$
 $3 \cdot 10^{-16} \text{ mol} \xrightarrow{\quad\quad\quad} y$

Alternativa c

191) Seja x o volume (em litros) da solução inicial de H_2O_2 , a **125 volumes**, que iremos misturar com $(100 - x)$ litros de água comum, para obter 100 litros da solução final de H_2O_2 , a **10 volumes**. Dizer que a solução final de H_2O_2 é a 10 volumes significa dizer que 1 litro dessa solução libera 10 litros de O_2 , nas CNTP, pela reação:



Sendo assim, temos:

$1 \text{ L de solução} \xrightarrow{\quad\quad\quad} 10 \text{ L de O}_2 \text{ (CNTP)}$ } $V = 1.000 \text{ L de O}_2 \text{ (CNTP)}$
 $100 \text{ litros} \xrightarrow{\quad\quad\quad} V$

Esses 1.000 L de O_2 (CNTP) devem provir da solução inicial, cuja concentração é de 125 volumes. Com outra regra de três, semelhante à anterior, temos:

$1 \text{ L de solução} \xrightarrow{\quad\quad\quad} 125 \text{ L de O}_2 \text{ (CNTP)}$ } $x = 8 \text{ L de solução inicial}$
 $x \text{ L} \xrightarrow{\quad\quad\quad} 1.000 \text{ L de O}_2 \text{ (CNTP)}$

Portanto, 8 litros da solução inicial de H_2O_2 devem ser misturados com 92 litros de água, para formar os 100 litros da solução final.

Alternativa c

192) Veja que a massa de Na_2CO_3 é constante nos três experimentos e corresponde a:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{1,06}{106} \Rightarrow n = 0,01 \text{ mol de Na}_2\text{CO}_3$$

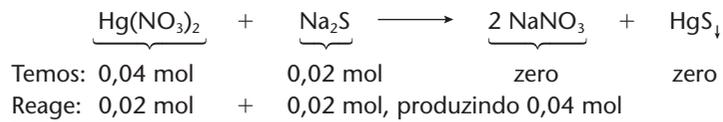
Na equação: $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2 \text{HCl} \longrightarrow 2 \text{NaCl} + 2 \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$, vemos que 1 mol de Na_2CO_3 reage com 2 mols de HCl . Nos três experimentos, as quantidades de HCl são, respectivamente:

- no E_1 : $n = mV = 0,30 \cdot 0,1 \Rightarrow n = 0,03 \text{ mol de HCl}$
- no E_2 : $n = mV = 0,40 \cdot 0,1 \Rightarrow n = 0,04 \text{ mol de HCl}$
- no E_3 : $n = mV = 0,50 \cdot 0,1 \Rightarrow n = 0,05 \text{ mol de HCl}$

Nos três experimentos há excesso de HCl , ou seja, o reagente limitante é o Na_2CO_3 . Portanto, o volume de CO_2 produzido será o mesmo nos três casos.

Alternativa e

- 193) $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2: n = mV = 0,4 \cdot 0,1 \Rightarrow n = 0,04 \text{ mol de } \text{Hg}(\text{NO}_3)_2$
 $\text{Na}_2\text{S}: n = mV = 0,2 \cdot 0,1 \Rightarrow n = 0,02 \text{ mol de } \text{Na}_2\text{S}$



Sobra: 0,02 mol zero 0,04 mol

Concentração, em mol/L, de Na^+ :

$$0,04 : 0,2 \Rightarrow \boxed{0,2 \text{ mol/L}}$$

Concentração, em mol/L, de Hg^{2+} :

$$0,02 : 0,2 \Rightarrow \boxed{0,1 \text{ mol/L}}$$

Alternativa b

- 194) Considerando que uma solução é eletricamente neutra, devemos ter: Σ cargas positivas = Σ cargas negativas.

- para 0,5 mol de NO_3^- há 0,5 mol de cargas negativas
- para 0,75 mol de SO_4^{2-} há $2 \cdot 0,75$ mol de cargas negativas
 \hookrightarrow pois o SO_4^{2-} tem carga -2
- para 0,8 mol de Na^+ há 0,8 mol de cargas positivas
- para x mol de Mg^{2+} há $2x$ mol de cargas positivas
 \hookrightarrow pois o Mg^{2+} tem carga $+2$

Portanto: $0,8 + 2x = 0,5 + 1,5 \Rightarrow \boxed{x = 0,6 \text{ mol/L}}$

Alternativa c

- 195) Nos 500 mL da embalagem I há: $500 \text{ mL} \cdot \frac{5}{100} = 25 \text{ mL de } \text{NH}_3$; logo o preço que

pagamos por mililitro de NH_3 é: $\frac{\text{R\$ } 2,50}{25 \text{ mL}} = \text{R\$ } 0,10/\text{mL}$.

Analogamente, na embalagem II, pagamos R\$ 0,08/mL; na embalagem III, R\$ 0,10/mL; e, na embalagem IV, R\$ 0,09/mL.

Alternativa b

- 196) a) Massa de sódio ingerida:

$$33 + 50 + 750 + 157 \Rightarrow 990 \text{ mg de Na}$$

Consumo mínimo de sódio = 1.100 mg de Na/dia (dado do problema)

$$\left. \begin{array}{l} 1.100 \text{ g de Na} \text{ ————— } 100\% \\ 990 \text{ g de Na} \text{ ————— } x \end{array} \right\} \boxed{x = 90\% \text{ do mínimo}}$$

- b) Consumo máximo = 3.300 mg de Na/dia. Já temos 990 mg de Na. Portanto faltam: $3.300 \text{ mg} - 990 \text{ mg} = 2.310 \text{ mg}$ ou 2,31 g de Na.

Cálculo da massa de NaCl necessária:

$$\left. \begin{array}{l} \text{1 mol de } \text{NaCl} \text{ ————— } \text{1 mol de Na} \\ 58,5 \text{ g} \text{ ————— } 23 \text{ g} \\ x \text{ ————— } 2,31 \text{ g} \end{array} \right\} \boxed{x \approx 5,85 \text{ g de } \text{NaCl}}$$

- 197) Precisamos de 0,50 L de soro com $\left\{ \begin{array}{l} 1,5 \times 10^{-2} \text{ mol de } \text{KCl} \\ 1,8 \times 10^{-2} \text{ mol de } \text{NaCl} \end{array} \right.$

Solução dada de $\text{KCl} = 0,15 \text{ g/mL} \xrightarrow{M=74,5} 0,002 \Rightarrow 2 \times 10^{-3} \text{ mol de } \text{KCl/mL}$

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ mL} \text{ ————— } 2 \times 10^{-3} \text{ mol de } \text{KCl} \\ x \text{ ————— } 1,5 \times 10^{-2} \text{ mol de } \text{KCl} \end{array} \right\} \boxed{x = 7,5 \text{ mL}}$$

Solução dada de $\text{NaCl} = 0,60 \times 10^{-2} \text{ g/mL} \xrightarrow{M=58,5} 1,02 \times 10^{-4} \text{ mol de } \text{NaCl/mL}$

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ mL} \text{ ————— } 1,02 \times 10^{-4} \text{ mol de } \text{NaCl} \\ y \text{ ————— } 1,8 \times 10^{-2} \text{ mol de } \text{NaCl} \end{array} \right\} \boxed{y = 1,76 \times 10^2 \text{ mL}}$$

Alternativa c

198) a) Embalagem I lavada com 1 L de água:

$$m = \frac{m_1}{M_1 V} \Rightarrow m = \frac{4}{40 \cdot 1} \Rightarrow m = 0,1 \text{ mol/L}$$

b) Embalagem II lavada com 0,5 L de água (1ª lavagem):

$$m = \frac{m_1}{M_1 V} \Rightarrow m = \frac{4}{40 \cdot 0,5} \Rightarrow m = 0,2 \text{ mol/L}$$

Após a primeira lavagem, sobra, na embalagem II, 0,005 L de NaOH 0,2 mol/L. Juntando 0,5 L de água (2ª lavagem), há uma diluição:

$$V m = V' m' \Rightarrow 0,005 \cdot 0,2 = 0,5 \cdot m \Rightarrow m = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

Portanto o **segundo procedimento** foi mais eficiente.

199) Vemos, pela figura, que o 6º tubo contém a maior quantidade de precipitado. Isso indica que os reagentes estão em proporção estequiométrica. Ora, no 6º tubo ocorre a reação entre:

• 6 mL de solução 0,1 mol/L de íons de tálio, ou seja:

$$n = m V \Rightarrow n = 0,1 \cdot 0,006 \Rightarrow n = 0,0006 \text{ mol de Tl}$$

• 3 mL de solução 0,1 mol/L de íons cromato, ou seja:

$$n = m V \Rightarrow n = 0,1 \cdot 0,003 \Rightarrow n = 0,0003 \text{ mol de CrO}_4$$

A proporção entre o Tl e o CrO₄ é: $\frac{0,0006}{0,0003} = \frac{2}{1}$, o que corresponde à fórmula Tl₂CrO₄.

Alternativa c

200) Considerando que a massa molar do ácido acético é 60 g/mol e que a concentração indicada no rótulo é de 42 g/L, já podemos calcular a molaridade:

$$m = \frac{m_1}{M_1 V} \Rightarrow m = \frac{42 \text{ g}}{60 \text{ g/mol} \cdot 1 \text{ L}} \Rightarrow m = 0,7 \text{ mol/L}$$

Por outro lado, a utilização efetuada consumiu 25 mL de NaOH, de concentração 0,100 mol/L, o que corresponde a $0,025 \cdot 0,1 = 0,0025$ mol de NaOH; como o NaOH e o ácido acético reagem na proporção de 1 : 1 mols, conclui-se que o vinagre também tem 0,0025 mol de CH₃COOH; a molaridade dos 10 mL de vinagre, portanto, é:

$$m = \frac{m_1}{M_1 V} \Rightarrow m = \frac{0,0025}{0,010} \Rightarrow m = 0,25 \text{ mol/L}$$

Alternativa c

201) A reação é:

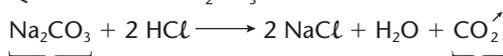


Tendo-se x mols de Ba(NO₃)₂ na solução inicial, teremos x mols de Ba²⁺ e $2x$ mol de NO₃⁻. Portanto a curva do NO₃⁻ começará no dobro da altura da curva do Ba²⁺. Iniciando a adição da solução de H₂SO₄, a reação acima começa a caminhar. A quantidade de NO₃⁻ não se altera, pois tanto o Ba(NO₃)₂ como o HNO₃ estão totalmente ionizados. Sua concentração, no entanto, cairá para $\frac{1}{3}$, já que os 100 mL iniciais serão diluídos com os 200 mL de H₂SO₄.

A concentração inicial do Ba²⁺ vai caindo até zero, pois o BaSO₄ é insolúvel. Conseqüentemente, o gráfico será o a.

Alternativa a

202) Quantidade de Na₂CO₃ na mistura:



$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ mol} \text{ ————— } 24,6 \text{ L (25 }^\circ\text{C e 1 bar)} \\ x \text{ ————— } 1,23 \text{ L (25 }^\circ\text{C e 1 bar)} \end{array} \right\} x = 0,05 \text{ mol de Na}_2\text{CO}_3$$

Quantidade de HCl inicial:

$$n = m V = 0,5 \cdot 0,5 = 0,25 \text{ mol de HCl}$$

Considerando que 0,05 mol de Na₂CO₃ gasta 0,10 mol de HCl, de acordo com a equação acima, teremos o gasto de HCl com o NaOH igual a:

$$0,25 - 0,10 = 0,15 \text{ mol de HCl}$$

Essa quantidade, por sua vez, reagiu com 0,15 mol de NaOH, de acordo com a equação NaOH + HCl → NaCl + H₂O.

Alternativa b

Propostas de atividades

Antes de iniciar os exercícios, vale a pena demonstrar a saturação.

Coloque pouca água em um copo e adicione, agitando sempre, um pouco de açúcar. Faça várias perguntas, como, por exemplo: qual é o soluto e qual é o solvente; se a solução é sólida, líquida ou gasosa; qual o estado de agregação dos componentes; se a solução é diluída ou concentrada; qual a natureza do soluto (iônico ou molecular).

Depois de respondidas e discutidas as perguntas, demonstre o processo de saturação, adicionando mais açúcar à solução inicial até a saturação. Pergunte para os alunos o que ocorreu e o que poderia ser feito para solubilizar o corpo de chão sem adicionar mais solvente (água).

Acompanhamento e avaliação

Essa avaliação poderá ser feita em duas etapas:

1ª etapa

Peça que os alunos pesquisem, em rótulos de alimentos e/ou bebidas, ou materiais de higiene e beleza, ou ainda materiais de limpeza, como também as quantidades de solutos presentes que estão expressas. Peça que eles selecionem, pelo menos, dois produtos e anotem as características de cada um (tipo, marca, apresentação etc.) e como as quantidades de soluto e/ou solvente estão expressas nos rótulos. Talvez alguns alunos irão preferir destacar e colar os rótulos no caderno. Se isso ocorrer, peça que eles marquem, com auxílio de uma caneta, as quantidades de soluto e/ou solvente que estão expressas no rótulo.

2ª etapa

Peça que os alunos transformem a concentração expressa no rótulo de um dos produtos (etapa anterior). Por exemplo: se a concentração estiver expressa em mg/L, peça que a transformem em g/L ou ppm ou mol/L (quando o cálculo da massa molar for simples).

Capítulo 2 Propriedades coligativas

Atividades práticas (página 73)

- 1ª A água pára de ferver devido ao efeito ebuliométrico.
- 2ª O arame vai, aos poucos, cortando a barra de gelo, até sair pela parte inferior. A barra, porém, não se divide em duas: à medida que o arame a atravessa, o gelo se “solda” novamente. Esse é o efeito do aumento da pressão sobre a fusão do gelo, como vimos no diagrama de fases e no ponto em que falamos sobre o patinador no gelo (página 68).
- 3ª Sai do copo uma névoa branca, formada pela condensação do vapor de água, provocada pela baixa temperatura do gelo-seco. Essa técnica é empregada para produzir névoa em filmes, espetáculos ao vivo, danceterias, etc.
Observação: O gelo-seco, CO_2 (s), pode ser conseguido em doçarias ou em carrinhos de sorvete.
- 4ª A temperatura da mistura de gelo e sal cai bastante. Na parte externa do copo aparece uma película de gelo, formada pela condensação e solidificação da umidade do ar. Esse tipo de “mistura refrigerante” era usada, antigamente, nas fábricas de sorvetes.
- 5ª A água pura deve ter se solidificado e a solução, não (se necessário, use um tempo maior do que 4 horas). Esse fato evidencia o efeito criométrico, pois nos mostra que a solução requer temperaturas mais baixas para sua solidificação. O mesmo experimento pode ser feito com outros solutos, como NH_4Cl , NaHCO_3 , etc.
- 6ª Usando-se muito pouco corante, pode-se observar que, após a solidificação, o corante estará concentrado no centro do tubo de ensaio. Isso acontece porque a água vai se solidificando, no sentido da parede para o centro do tubo de ensaio; ao se solidificar, a água tende a se cristalizar pura, expulsando o corante — que, em conseqüência, acaba se concentrando no centro do tubo de ensaio.
- 7ª **Observação:** O corante alimentício é indicado para colorir bolos, balas, doces caseiros etc.

Exercícios complementares (página 76)

- 30) No enunciado não se diz qual é o soluto, esse dado, porém, não é necessário à resolução da questão, visto que os efeitos coligativos independem da natureza do soluto — desde que não-volátil e não-iônico. Como observamos, é comum considerar, nas propriedades coligativas, a molalidade e a molaridade numericamente iguais, já que as soluções devem ser diluídas.

Considerando que o solvente é a água, temos:

$$\frac{\Delta p}{p_0} = K_t \cdot \frac{1.000 m_1}{m_2 M_1} \Rightarrow \frac{\Delta p}{p_0} = \frac{M_2}{1.000} \cdot \frac{1.000 m_1}{m_2 M_1} \Rightarrow \frac{\Delta p}{p_0} = \frac{M_2 \cdot n_1}{m_2}$$

Em 1 L de água ($M_2 = 18 \text{ g/mol}$), temos 1.000 g de água e 0,001 mol de soluto, portanto:

$$\frac{\Delta p}{p_0} = 0,000018$$

- 31) O benzeno, sendo **puro**, terá a maior pressão de vapor: $x = 108,2 \text{ mmHg}$. As soluções y e z sofrem um abaixamento (diminuição) de pressão de vapor, que é proporcional às suas quantidades em partículas (ou quantidade em mols) na solução. Então:

• para o naftaleno, temos: $n_y = \frac{m}{M} \Rightarrow n_y = \frac{5,0}{128} \text{ mols}$

• para o naftaceno, temos: $n_z = \frac{m}{M} \Rightarrow n_z = \frac{5,0}{228} \text{ mols}$

Sendo $n_y > n_z$, o abaixamento da pressão será também $\Delta p_y > \Delta p_z$, portanto o valor das pressões será $p_y < p_z$, isto é:

$$y = 105,0 \text{ mmHg} \quad \text{e} \quad z = 106,4 \text{ mmHg}$$

Alternativa c

Atividades práticas (página 83)

- 1ª O vegetal fica “murcho”, devido à saída de água de seu interior. O fenômeno é uma decorrência do efeito osmótico.
- 2ª O saquinho deve ficar mais cheio, também devido ao efeito osmótico.

Exercícios (página 84)

42) Para a glicose: $\pi V = \frac{m_1}{M_1} RT \Rightarrow \pi \cdot 0,2 = \frac{9}{180} RT \Rightarrow \pi = \frac{9}{36} RT \Rightarrow \pi = \frac{RT}{4}$

Para a uréia: $\pi = \eta RT$

Soluções isotônicas têm iguais valores de π , portanto:

$$\frac{RT}{4} \cdot \eta RT \Rightarrow \eta = 0,25 \text{ mol/L} \xrightarrow{\times 60} \boxed{C = 15 \text{ g/L}}$$

43) $\pi V = \frac{m_1}{M_1} RT \Rightarrow \frac{7,6}{760} \cdot 1 = \frac{22,8}{M_1} \cdot 0,082 \cdot 300 \Rightarrow M_1 = 56.088 \text{ g/mol}$

A massa molar do As_2S_3 é: $75 \cdot 2 + 32 \cdot 3 = 246 \text{ g/mol}$

Portanto o número de moléculas é: $\frac{56.088}{246} \Rightarrow \boxed{228 \text{ moléculas}}$

Exercícios complementares (página 84)

- 45) a) $\text{CaCO}_3(\text{s}) + 2 \text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq}) \longrightarrow \text{Ca}(\text{CH}_3\text{COO})_2(\text{aq}) + \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
- b) O ovo sem casca incha quando mergulhado em água, porque a água penetra e aumenta o seu volume; e murcha quando mergulhado em salmoura, porque a água que ele contém é forçada a sair, diminuindo seu volume.

48) $\pi = \eta RT \Rightarrow 7,65 = \frac{m}{180 \cdot 0,010} \cdot 0,082 \cdot (273 + 37) \Rightarrow \boxed{m = 0,54 \text{ g}}$

Alternativa b

$$49) \pi = \eta RT \Rightarrow 0,28 = \frac{0,685}{M \cdot 0,010} \cdot 0,082 \cdot 280 \Rightarrow M \approx 5.616 \text{ ou } 5,6 \cdot 10^3 \text{ g/mol}$$

Alternativa a

Exercícios (página 87)

53) Se a concentração é igual a 9,8 g/L, a molaridade da solução de ácido sulfúrico será:

$$n = \frac{m}{M} \Rightarrow n = \frac{9,8}{98} \Rightarrow n = 0,1 \text{ mol e } \eta = \frac{n}{V} \Rightarrow \eta = \frac{0,1}{1} \Rightarrow \eta = 0,1 \text{ mol/L}$$

Como a solução é diluída, podemos considerar que 1 L de solução é formado por 1 L de água; além disso, sabendo que a densidade da solução é 1 g/mL, concluímos que 1 L de solução corresponde a 1 kg de água; em outras palavras, estaremos admitindo que a molaridade é igual à molaridade (ou seja, que a solução é 0,1 molal), o que é sempre válido no caso de soluções aquosas e diluídas.

Por outro lado, calculando o valor do fator de Van't Hoff, teremos:

$$i = 1 + 0,75 \cdot (3 - 1) = 2,5$$

$$\text{Por fim: } \frac{\Delta p}{p_0} = K_t \cdot W \cdot i \Rightarrow \frac{\Delta p}{p_0} = \frac{18}{1.000} \cdot 0,1 \cdot 2,5 \Rightarrow \frac{\Delta p}{p_0} = 0,0045$$

$$57) \Delta\theta_e = K_e \cdot \eta \cdot i \begin{cases} \text{para a solução de NaCl} = \Delta\theta_e = K_e \cdot \eta \cdot i_1 \\ \text{para a outra solução: } \Delta\theta_e = K_e \cdot \eta \cdot i_2 \end{cases}$$

É dado que as duas soluções (ambas aquosas e de mesma concentração) fervem à mesma temperatura; logo o efeito ebuliométrico é o mesmo em ambas. Assim:

$$K_e \cdot \eta \cdot i_1 = K_e \cdot \eta \cdot i_2 \Rightarrow i_1 = i_2$$

Considerando total a dissociação do NaCl, teremos nessa solução $i_1 = 2$; logo, para a outra solução, $i_2 = 2$. Portanto somente o MgSO_4 satisfaz essa condição.

Alternativa d

59) É bom lembrar que a solução que apresenta **menor** ponto de congelamento é a que apresenta **maior** efeito criométrico (abaixamento da temperatura de congelamento — $\Delta\theta_c$)

Alternativa e

Exercícios complementares (página 89)

70) É fácil comparar efeitos coligativos entre soluções diluídas ($W \approx \eta$) e nas quais a ionização é 100% ($i = q$). Neste caso, temos:

I. $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$: 0,040 mol/L de moléculas $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$

II. AgNO_3 : $2 \cdot 0,025 = 0,050$ mol/L de íons (Ag^+ e Cl^-)

III. Na_2CO_3 : $3 \cdot 0,020 = 0,060$ mol/L de íons (Na^+ , Na^+ e CO_3^{2-})

IV. MgCl_2 : $3 \cdot 0,010 = 0,030$ mol/L de íons (Mg^{2+} , Cl^- e Cl^-)

A ordem dos efeitos coligativos é a ordem das molaridades em "partículas". Portanto: III > II > I > IV. Daí saem as interpretações das alternativas dadas.

Alternativa b

74) Sendo $\Delta\theta_c = K_c \cdot W \cdot i$ e sendo a concentração ($W \approx \eta$) igual em todas as soluções, conclui-se que as diferenças entre os vários $\Delta\theta_c$ dependerão apenas dos valores de i correspondentes. Assim:

I. $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \Rightarrow i = 5$

II. $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \Rightarrow i = 3$

III. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \Rightarrow i = 3$

IV. $\text{Na}_2\text{CrO}_4 \Rightarrow i = 3$

V. $\text{Al}(\text{NO}_3)_3 \cdot 9 \text{H}_2\text{O} \Rightarrow i = 4$

Portanto: a ordem dos **abaixamentos** da temperatura de congelamento será: I > V > II \approx III \approx IV e a ordem das temperaturas de congelamento será a inversa, isto é, I < V < II \approx III \approx IV.

Alternativa b

Desafio (página 92)

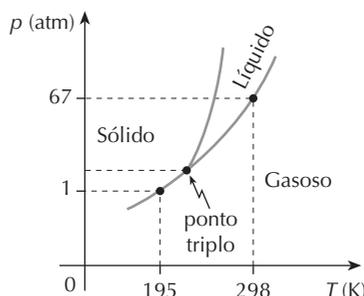
81) De início, a água encontra o vácuo no recipiente e vai se evaporando totalmente. Com isso, a pressão no recipiente vai subindo, até que seja alcançado o ponto de saturação da água. A partir desse momento, a água aparentemente “não evapora mais” e daí em diante a pressão se mantém constante.

Alternativa c

82) Pelo gráfico verificamos que, ao nível do mar (760 mmHg), a temperatura de ebulição da água é de 100 °C e a do ácido acético, 120 °C. Uma mistura dos dois líquidos dará, normalmente, uma temperatura de ebulição entre 100 °C e 120 °C.

Alternativa e

84) Com os dados do problema, podemos construir o seguinte diagrama de fases:



Nele verificamos que a pressão do ponto triplo está acima de 1 atm.

Alternativa a

85) Quando existem dois ou mais solutos na mesma solução, seus efeitos coligativos se somam. Nesta questão, esse fato nos leva ao seguinte cálculo:

$$\pi V = \frac{m_1}{M_1} RT \Rightarrow \pi \cdot 0,1 = \left(\frac{0,90}{180} + \frac{34,2}{342} \right) \cdot 0,082 \cdot 300 \Rightarrow \pi = 25,83 \text{ atm}$$

86) a) Do gráfico, concluímos que 0,035 mol/L de KCl é o mínimo necessário para obter o sabor salgado, isento de “amargo” e “doce”. Transformando 0,035 mol/L, teremos

$$3,914 \text{ g/L de KCl}$$

b) $\pi = \mathcal{M}RTi \Rightarrow \pi = 0,035 \cdot 0,082 \cdot 330 \cdot 2 \Rightarrow \pi = 1,894 \text{ atm}$

87) a) O abaixamento da temperatura de solidificação é diretamente proporcional à quantidade, em mols, de partículas em solução. Temos:

- Em I: $0,2 \cdot 2 = 0,4$
- Em II: $0,1 \cdot 3 = 0,3$
- Em III: $0,1 \cdot 5 = 0,5$
- Em IV: $0,1 \cdot 2 = 0,2$

Portanto: $IV < II < I < III$

b)
$$\left. \begin{array}{l} 3 \text{ L de solução} \text{ ————— } 0,1 \text{ mol de K}_2\text{SO}_4 \\ 1 \text{ L de solução} \text{ ————— } x \end{array} \right\} x = \frac{0,1}{3} = 0,0333 \text{ mol/L}$$

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ mol de K}_2\text{SO}_4 \text{ ————— } 174 \text{ g} \\ 0,0333 \text{ mol ————— } y \end{array} \right\} y \approx 5,8 \text{ g/L}$$

88) a) e b) Nas garrafas 1 e 3, independentemente das quantidades de água e de gelo que estão em equilíbrio, a temperatura será a mesma ($T_1 = T_3$). Nas garrafas 2 e 3, a única diferença é a natureza do soluto — o NaCl é iônico ($T_4 < T_2$).

Desse modo, ao final, teremos: $T_4 < T_2 < T_1 = T_3$

89)
$$\Delta\theta_c = K_c \cdot \frac{1.000}{m_2} \cdot \left(\frac{m_1}{M_1} \cdot i_1 + \frac{m_2}{M_2} \cdot i_2 \right) \Rightarrow \Delta\theta_c = 1,86 \cdot \frac{1.000}{500} \cdot \left(\frac{2}{40} \cdot 2 + \frac{14,2}{142} \cdot 3 \right)$$

Portanto: $\Delta\theta_c = 1,488 \text{ }^\circ\text{C} \Rightarrow \theta = -1,488 \text{ }^\circ\text{C}$

Acompanhamento e avaliação

Esta sugestão de avaliação deverá ser realizada em conjunto com o professor de inglês e também poderá ter a participação de outras áreas, como: Artes, Biologia e Geografia.

Faça uma introdução do trabalho colocando a seguinte situação para os alunos:

Eles são moradores de uma cidade onde o inverno é rigoroso.

A estação do ano é o outono e o inverno está para chegar. A cidade está se preparando para o inverno e a prefeitura abre uma discussão sobre a aprovação ou não da lei que permite adicionar sal nas ruas e nas rodovias da cidade.

Para isso, a prefeitura convidou dois grupos de químicos, um grupo constituído por químicos do setor de segurança e o outro constituído por químicos ambientalistas, para discutir e argumentar, com fundamentação científica, o processo de adição de sal nas ruas e nas rodovias da cidade.

Um grupo defenderá, perante a prefeitura da cidade, a aprovação da lei com argumentos fundamentados na segurança da população, elaborando um pôster que transmita visualmente, sem linguagem escrita, a mensagem pretendida pelo grupo.

Outro grupo defenderá a não-aprovação da lei com argumentos fundamentados nos efeitos que a adição de sais causa ao meio ambiente, elaborando um pôster que transmita visualmente, sem linguagem escrita, a mensagem pretendida pelo grupo.

Explique para os alunos que a classe será dividida em dois grupos para realizar a tarefa.

Uma vez formado os grupos, os componentes deverão optar por defender ou não a aprovação da lei que permite a adição de sal nas ruas e nas rodovias da cidade (papel de químicos do setor de segurança ou de químicos ambientalistas).

Deixe claro para o grupo de químicos do setor de segurança que a tarefa dele será defender a aprovação da lei com fundamentação na segurança da população.

Deixe claro para o grupo de químicos ambientalistas que a tarefa dele será defender a não-aprovação da lei com fundamentação nos efeitos que a adição de sais causa no meio ambiente.

Oriente o procedimento para a realização da tarefa. Aqui são sugeridos alguns *sites*, em língua estrangeira, que poderão auxiliar os dois grupos. Sugira também alguns outros, listados na página 16.

Todos os grupos poderão acessar os *sites* abaixo para uma maior compreensão sobre propriedades coligativas.

<http://www.chem.iastate.edu/group/Greenbowe/sections/projectfolder/flashfiles/propOfSoln/vp3.html> (ANIMAÇÃO — pressão de vapor) — em inglês.

<http://www.chem.iastate.edu/group/Greenbowe/sections/projectfolder/flashfiles/propOfSoln/colligative.html> (ANIMAÇÃO — colligative) — em inglês.

<http://www.chem.iastate.edu/group/Greenbowe/sections/projectfolder/flashfiles/thermochem/solutionsSalt.html> (ANIMAÇÃO — Salt Solution) — em inglês

Químicos ambientalistas

Para encontrar argumentos que fundamentem a posição defendida pelos ambientalistas, o grupo correspondente poderá acessar os seguintes *sites* ou outros listados na página 16 deste suplemento.

<http://temagami.carleton.ca/jmc./cnews/08032002/n4.shtml> — Capital News Online News How to make winter roads safe for — em inglês.

<http://ewr.cee.vt.edu/environmental/teach/gwprimer/roadsalt/roadsalt.html> — Effects of Deicing salt on groundwater system — em inglês

<http://ewr.cee.vt.edu/environmental/teach/gwprimer/group05/main.html> — Deicing Salt — em inglês

Químicos de segurança

Para encontrar argumentos que fundamentem a posição defendida pelos químicos de segurança, o grupo correspondente poderá acessar os seguintes *sites*:

<http://www.mte.gov.br> — Secretaria de Inspeção do Trabalho.

http://www.forester.net/sw_0106_deicing.html#deicing — Stormwater Deicing Salt Still on the Table — em inglês

Depois que toda a pesquisa foi realizada, cada grupo deverá montar um pôster em cartolina (50 cm x 65 cm), com figuras, desenhos ou colagens que consigam expressar a posição defendida pelo grupo. É interessante não permitir o uso de linguagem escrita no pôster.

Após a apresentação dos pôsteres, cada um dos grupos deverá defender sua posição perante a prefeitura da cidade, utilizando, para tal, argumentos consistentes, baseados em dados coletados durante a pesquisa para a realização do trabalho.

Avaliação

Os critérios de avaliação devem ser passados para os alunos assim que o trabalho for proposto.

Sugerimos que o trabalho de cada grupo seja avaliado por meio de uma rubrica, como a do exemplo abaixo.

	Químicos ★	Químicos ★★	Químicos ★★★
Figuras ou desenhos ou colagens	relacionados apenas a propriedades coligativas.	relacionados à posição defendida pelo grupo, além das propriedades coligativas, mas desorganizados.	relacionados à posição defendida pelo grupo, além das propriedades coligativas, e bem organizados.
Mensagem do pôster	não é possível entender a posição do grupo nem o assunto tratado.	é possível perceber o assunto do pôster, mas não ficou clara a posição do grupo.	é possível, pela observação do pôster, entender o assunto e a posição do grupo.
Argumentos utilizados na defesa da posição	o grupo não apresentou argumentação consistente e também não apresentou fundamentação em dados coletados.	o grupo apresentou argumentação, mas faltou fundamentação em dados coletados.	o grupo apresentou argumentação consistente e fundamentação em dados coletados.

É interessante discutir, após as apresentações dos grupos, a importância de cada um deles, separadamente e em conjunto, associando idéias para a tomada de decisão na aprovação ou não, ou até mesmo nas modificações, das leis que regem uma cidade.

Capítulo 3 Termoquímica

A Termoquímica é importante, do ponto de vista teórico, pois nos possibilita saber se uma dada reação química é ou não espontânea; e também do ponto de vista prático, pois se trata da produção de energia a partir de reações químicas. Assim sendo, torna-se fácil explicar a elevada frequência com que esse assunto aparece nos exames vestibulares de Química. Os exercícios, apesar de trabalhosos, são normalmente fáceis, pois podemos resolvê-los, em geral, com a lei de Hess e com as definições fundamentais dos calores de reação.

As células de combustão, mencionadas no texto "Hidrogênio — combustível do futuro?" da página 118, serão descritas, com mais detalhes, no capítulo 8, página 321.

Atividades práticas (página 99)

- 1ª Porque, pelo atrito, a energia mecânica do movimento das mãos se transforma em energia térmica (calor).
- 2ª O álcool vai parecer mais frio do que a água, isto é, o álcool é mais volátil que a água. Lembre aos alunos que, ao evaporar, o líquido "rouba" calor de nossas mãos.
- 3ª A segunda leitura deve indicar uma temperatura mais baixa devido à evaporação do álcool, que "rouba" calor do bulbo do termômetro (é o mesmo fenômeno que se verifica no experimento anterior, quando o líquido evapora de nossas mãos).
- 4ª Pela própria tabela da página 98, podemos perceber que o conteúdo de calorias cresce na seguinte ordem: frutas, grãos, laticínios e alimentos gordurosos.

Exercícios (página 99)

- 7) $Q = m \cdot c \cdot \Delta\theta \Rightarrow 25.000 = 1.000 \cdot 1 \cdot \Delta\theta \Rightarrow \Delta\theta = 25 \text{ }^\circ\text{C}$
Como a água já estava a $22 \text{ }^\circ\text{C}$, com o acréscimo de $\Delta\theta$ teremos:
 $22 \text{ }^\circ\text{C} + 25 \text{ }^\circ\text{C} = \boxed{47 \text{ }^\circ\text{C}}$

- 9) Quantidade de calor necessária para elevar a temperatura do sangue:
 $Q = m \cdot c \cdot \Delta\theta \Rightarrow \Delta\theta = 5.300 \cdot 1 \cdot (37 - 25) \Rightarrow Q = 63.600 \text{ cal}$

Massa de gordura a ser metabolizada:

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ g de gordura} \text{ ————— } 9.300 \text{ cal} \\ x \text{ ————— } 63.600 \text{ cal} \end{array} \right\} x = 6,8 \text{ g}$$

Alternativa b

- 10) $15 \text{ kcal/min} \cdot 30 \text{ min/dia} \cdot 93 \text{ dias} = 41.850 \text{ kcal}$

$$\left. \begin{array}{l} 9,3 \text{ kcal} \text{ ————— } 1 \text{ g de gordura} \\ 41.850 \text{ kcal} \text{ ————— } x \end{array} \right\} x = 4.500 \text{ g ou } 4,5 \text{ kg}$$

Alternativa d

- 11) a) 50 g de chocolate $\left\{ \begin{array}{l} 7\% \text{ de proteínas} \Rightarrow 3,5 \text{ g} \cdot 17 \text{ kJ/g} = 59,5 \text{ kJ} \\ 59\% \text{ de carboidratos} \Rightarrow 29,5 \text{ g} \cdot 17 \text{ kJ/g} = 501,5 \text{ kJ} \\ 27\% \text{ de lipídios} \Rightarrow 13,5 \text{ g} \cdot 38 \text{ kJ/g} = 513 \text{ kJ} \end{array} \right.$
 Total = $\boxed{1.074 \text{ kJ}}$

b) $Q = m \cdot c \cdot \Delta\theta \Rightarrow 1.074.000 = 60.000 \cdot 4,5 \cdot \Delta\theta \Rightarrow \Delta\theta = 3,98 \text{ }^\circ\text{C}$

Exercícios complementares (página 100)

- 13) A equação nos mostra que 1 mol de Fe_2O_3 (s) produz 2 mols de Fe (s) e 29 kJ de calor; outro dado nos informa que, para elevar de $1 \text{ }^\circ\text{C}$ a temperatura de 1 mol de Fe (s), são necessários 25 J. Conseqüentemente, para elevar de $1 \text{ }^\circ\text{C}$ a temperatura dos 2 mols de Fe (s) formados na reação, serão necessários $2 \cdot 25 \text{ J} = 50 \text{ J}$. Sendo assim, temos:

$$\left. \begin{array}{l} 50 \text{ J} \text{ ————— } \text{elevação de } 1 \text{ }^\circ\text{C} \\ 29 \text{ kJ (ou } 29.000 \text{ J)} \text{ ————— } x \end{array} \right\} x = 580 \text{ }^\circ\text{C}$$

Considerando que o ferro já estava na temperatura inicial de $25 \text{ }^\circ\text{C}$, temos:

$$25 \text{ }^\circ\text{C} + 580 \text{ }^\circ\text{C} = \boxed{605 \text{ }^\circ\text{C} \approx 6 \cdot 10^2 \text{ }^\circ\text{C}}$$

Alternativa c

- 14) Calor de combustão do carbono $\left\{ \begin{array}{l} 1 \text{ mol} = 12 \text{ g} \text{ ————— } 96.000 \text{ cal} \\ x \text{ ————— } 140.000 \text{ cal} \end{array} \right\} x = 17,5 \text{ g de carbono}$
 $\left. \begin{array}{l} 20 \text{ g da amostra} \text{ ————— } 100\% \\ 17,5 \text{ g} \text{ ————— } P \end{array} \right\} P = 87,5\%$

- 15) Para evaporar, a acetona "rouba" continuamente calor da água. Em conseqüência, a temperatura da água vai caindo com o passar do tempo.

Alternativa c

Exercícios complementares (página 106)

- 27) O trabalho é zero porque, nessa reação, não há nem expansão nem contração de volume. Lembre aos alunos que o C é sólido, de modo que o volume gasoso total ($1 \text{ O}_2 \longrightarrow 1 \text{ CO}_2$) permanece inalterado durante a reação.

- 28) a) A reação é exotérmica, o que notamos pelos valores negativos de ΔE e ΔH .

b e c) $\Delta H = \Delta E + \bar{c} \Rightarrow \bar{c} = \Delta H - \Delta E \Rightarrow \bar{c} = -3,6 - (-3,2) \Rightarrow \bar{c} = -0,4 \text{ kcal}$

O valor negativo do trabalho (\bar{c}) indica que o sistema recebeu energia, ou seja, que houve diminuição de volume.

Exercícios (página 112)

- 38) Problemas desse tipo são resolvidos sem o auxílio da equação química correspondente. De fato:

$$\left. \begin{array}{l} 4 \text{ kg} = 4.000 \text{ g de CH}_4 \text{ ————— } 53.200 \text{ kcal} \\ 1 \text{ mol} = 16 \text{ g de CH}_4 \text{ ————— } x \end{array} \right\} x = 212,8 \text{ kcal}$$

Alternativa c

Exercícios complementares (página 114)

- 42) A reação é: $2 \text{ KI} + \text{ Pb(NO}_3)_2 \longrightarrow \text{ PbI}_2 + 2 \text{ KNO}_3$. Se o precipitado amarelo (PbI_2) se dissolve **por aquecimento** é porque sua dissolução é um processo endotérmico.

Alternativa e

Atividades práticas (página 122)

- 1ª Os alunos devem ser alertados para o problema do isolamento térmico, pois não estará sendo utilizado um calorímetro. O professor pode explorar isso, discutindo com eles o que podem fazer para minimizar este problema.

A dissolução do CaCl_2 é exotérmica. Pode-se observar o mesmo fenômeno utilizando o NaOH , mas com as devidas medidas de segurança relativas à substância em questão.

A dissolução no NH_4Cl é endotérmica. Pode-se observar o mesmo fenômeno utilizando o NH_4NO_3 .

Exercícios (página 123)

- 48) Lembre aos alunos que a entalpia de formação (ΔH_f) dos elementos Al (s) e Mn (s) é igual a zero.

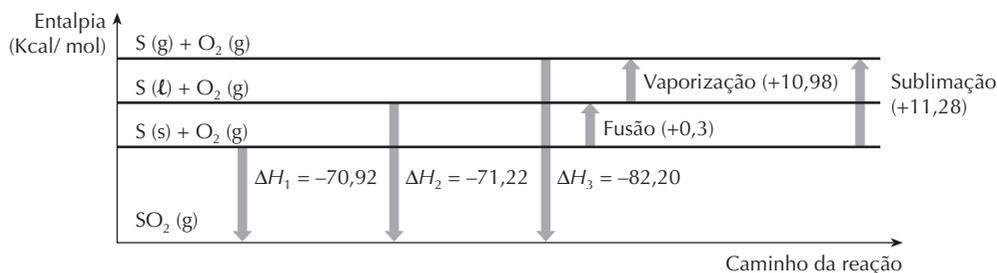
$$\Delta H = H_{\text{prod.}} - H_{\text{reag.}}$$

$$\Delta H = 4 H_{f(\text{Al}_2\text{O}_3)} + 9 H_{f(\text{Mn})}^0 - 3 H_{f(\text{Mn}_3\text{O}_4)} - 8 H_{f(\text{Al})}^0$$

$$\Delta H = 4 \cdot (-1.667,8) - 3 \cdot (-1.385,3) \Rightarrow \Delta H = -2.515,3 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Alternativa b

- 50) O diagrama de entalpia nos ajuda a resolver esta questão:



São corretas as alternativas (01) e (32).

- 52) • Para o metanol: $\text{CH}_3\text{OH} + \frac{3}{2} \text{ O}_2 \longrightarrow \text{ CO}_2 + 2 \text{ H}_2\text{O}$

$$\Delta H = H_{\text{prod.}} - H_{\text{reag.}} \Rightarrow \Delta H = (H_{\text{CO}_2} + H_{\text{H}_2\text{O}}) - \left(H_{\text{CH}_3\text{OH}} - \frac{3}{2} H_{\text{O}_2} \right)$$

$$\Delta H = [-394 + 2 \cdot (-242)] - [-320 + 0] \Rightarrow \Delta H = -558 \text{ kJ/mol}$$

- Para o etanol: $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + 3 \text{ O}_2 \longrightarrow 2 \text{ CO}_2 + 3 \text{ H}_2\text{O}$

$$\Delta H = H_{\text{prod.}} - H_{\text{reag.}} = (2 H_{\text{CO}_2} + 3 H_{\text{H}_2\text{O}}) - (H_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}} + 3 H_{\text{O}_2})$$

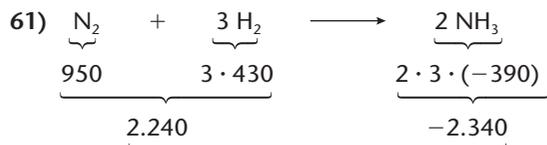
$$\Delta H = [2 \cdot (-394) + 3 \cdot (-242)] - [-296 + 0] \Rightarrow \Delta H = -1.218 \text{ kJ/mol}$$

Levando-se em conta somente a energia liberada por 1 mol de combustível, o melhor combustível é o etanol.

Alternativa b

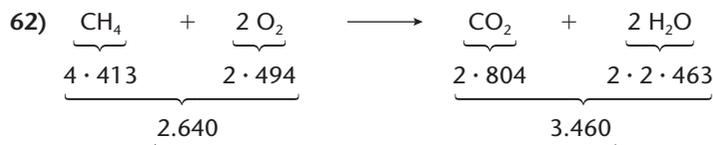
$$56) \textcircled{1} \left\{ \begin{array}{l} 1 \text{ g de H}_2\text{O} \text{ ————— } 539 \text{ cal} \\ 1 \text{ mol} = 18 \text{ g de H}_2\text{O} \text{ ————— } x \end{array} \right\} \boxed{x = 9.702 \text{ cal ou } 9,7 \text{ kcal}}$$

③ A entalpia-padrão de formação exige que todos os participantes estejam nas **condições padrão** (estado mais estável, 25 °C e 1 atm), não bastando estar nas mesmas condições de pressão e temperatura.
São corretas as alternativas **1 e 3**.



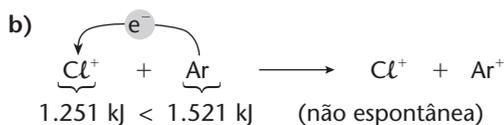
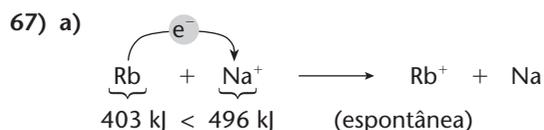
$\Delta H = -100 \text{ kJ}$ (para 2 mols de NH_3 formados)

Logo, para 1 mol de NH_3 , temos: $\Delta H = -50 \text{ kJ/mol}$



$$\Delta H = -820 \text{ kJ}$$

Alternativa a



Exercícios complementares (página 126)

$$72) \text{ a) } \underbrace{\text{C}_2\text{H}_6\text{O}}_{46 \text{ g}} + 3 \text{ O}_2 \longrightarrow 2 \text{ CO}_2 + 3 \text{ H}_2\text{O} \quad \Delta H = -1.400 \text{ kJ}$$

$$\left. \begin{array}{l} 46 \text{ g} \text{ ————— } 1.400 \text{ kJ} \\ 46.000 \text{ g} \text{ ————— } x \end{array} \right\} \boxed{x = 1,4 \cdot 10^6 \text{ kJ}}$$

b) É a equação acima.

c) A tabela indica que 1 mol de gasolina produz 5.400 kJ; logo o volume de gás natural será:

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ mol de gás} \text{ ————— } 900 \text{ kJ} \\ n \text{ ————— } 5.400 \text{ kJ} \end{array} \right\} n = 6 \text{ mol de gás}$$

Sendo 22,4 L (CNTP) o volume de cada mol, teremos

$$6 \cdot 22,4 \text{ L} = \boxed{134,4 \text{ litros de gás (CNTP)}}$$

73) a) Etanol hidratado ($d = 0,80 \text{ kg/L}$): em 1 L, há 800 g; com esse valor, calculamos:

$$\left. \begin{array}{l} \text{Dado do problema: } 1 \text{ g de etanol} \text{ ————— } 6 \text{ kcal} \\ 800 \text{ g de etanol} \text{ ————— } x \end{array} \right\} \boxed{x = 4.800 \text{ kcal}}$$

Gasolina ($d = 0,70 \text{ kg/L}$): em 1 L, existem 700 g; sendo assim, temos:

$$\left. \begin{array}{l} \text{Dado do problema: } 1 \text{ g de gasolina} \text{ ————— } 11,5 \text{ kcal} \\ 700 \text{ g de gasolina} \text{ ————— } y \end{array} \right\} \boxed{y = 8.050 \text{ kcal}}$$

b) Para os dois combustíveis, vamos calcular o preço de 1.000 kcal:

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ L de etanol custa } 65 \text{ U.M.} \text{ ————— } 4.800 \text{ kcal} \\ x \text{ ————— } 1.000 \text{ kcal} \end{array} \right\} \boxed{x = 13,54 \text{ U.M.}}$$

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ L de gasolina custa } 100 \text{ U.M.} \text{ ————— } 8.050 \text{ kcal} \\ y \text{ ————— } 1.000 \text{ kcal} \end{array} \right\} \boxed{y = 12,42 \text{ U.M.}}$$

74) a) (Dado: 1 L de gasolina libera $3,0 \cdot 10^7$ J/L)

Cálculo da quantidade (em mols) de H_2 que libera essa mesma energia:

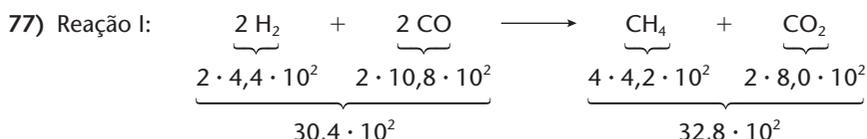
$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ mol de } H_2 \text{ ————— } 2,4 \cdot 10^5 \text{ J} \\ n \text{ ————— } 3,0 \cdot 10^7 \text{ J} \end{array} \right\} n = 125 \text{ mol de } H_2$$

Cálculo da pressão desse H_2 :

$$PV = nRT \Rightarrow P \cdot 1 = 125 \cdot 0,08 \cdot 300 \Rightarrow \boxed{P = 3.000 \text{ atm}}$$

b1) Em termos ambientais, o H_2 não polui, pois produz somente H_2O em sua combustão; já a gasolina é poluente, pois sua combustão produz CO_2 , CO e C, além de outros compostos, derivados de suas impurezas (como o SO_2 , por exemplo).

b2) Quanto à disponibilidade, o H_2 é praticamente inesgotável, pois pode ser obtido da água; já a gasolina provém do petróleo, que algum dia vai se esgotar.



$$\Delta H = H_{\text{prod.}} - H_{\text{reag.}} \Rightarrow \Delta H = +30,4 \cdot 10^2 - 32,8 \cdot 10^2 \Rightarrow \Delta H = -2,4 \cdot 10^2 \text{ kJ/mol (reação exotérmica)}$$

Ocorre no reator C, que envia o CH_4 e o CO_2 para o reservatório D.

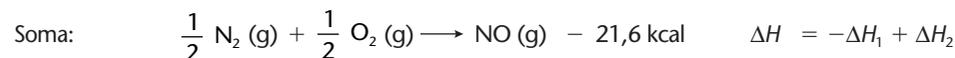
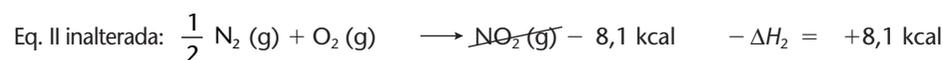
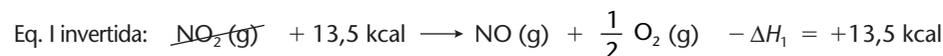
Reação II: é a inversa da reação I. Então $\Delta H = +2,4 \cdot 10^2$ kJ/mol (reação endotérmica).

Ocorre no reator B, que envia o H_2 e o CO para o reservatório E.

Alternativa b

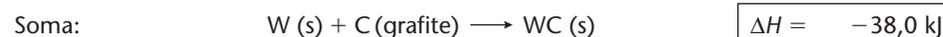
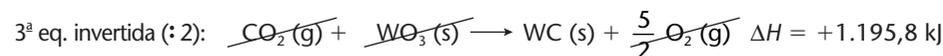
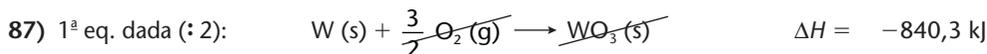
Exercícios (página 131)

82) Nesta questão, procure chamar a atenção dos alunos para o seguinte detalhe: foram dados **calores de reação**, pedindo-se o ΔH da reação **final**; logo o sinal **algébrico** deve ser invertido.

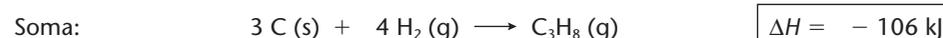
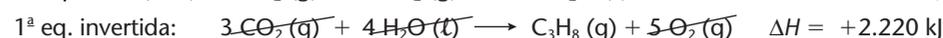
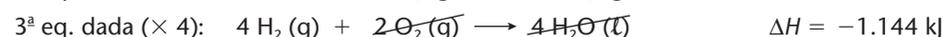
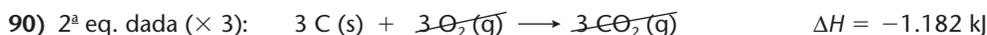


$$\boxed{\Delta H = +21,6 \text{ kcal}}$$

Alternativa b



Alternativa c



Alternativa c

A reação final é **endotérmica**. Portanto o Al não pode reduzir o Mg de +2 para zero. Concluímos que o inverso é possível, isto é, o Mg pode reduzir o Al (a equação inversa é exotérmica).

Com raciocínio idêntico, provamos que o Mg pode reduzir o SiO₂ para Si. Portanto o Mg reduz **dois** dos óxidos apresentados. Repetindo o raciocínio, mais uma vez, provamos que o Al pode reduzir apenas o Si.

Alternativa b

Questões sobre a leitura (página 139)

107) 1 kg de carvão ————— 10 kWh
 x ————— 200.000 MWh = 200.000.000 de kWh

Portanto: $x = 20.000.000$ de kg ou 20.000 t de carvão

1 caminhão ————— 10 t de carvão
 y ————— 20.000 t de carvão } $y = 2.000$ caminhões

Alternativa d

108) O rendimento total de um processo é o produto dos rendimentos de cada etapa. Temos então:

$$P_1 \{ 0,95 \cdot 0,70 = 0,665 \text{ ou } 66,5\%$$

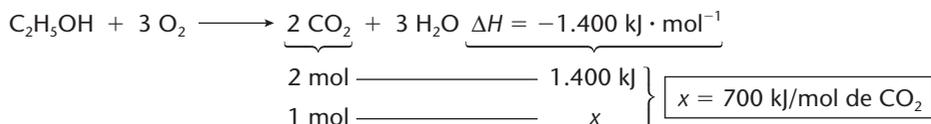
$$P_2 \{ 0,40 \cdot 0,90 \cdot 0,85 = 0,306 \text{ ou } 30,6\%$$

Portanto, o processo de menor eficiência é o P₂, devido ao baixo rendimento da termoelétrica.

Alternativa a

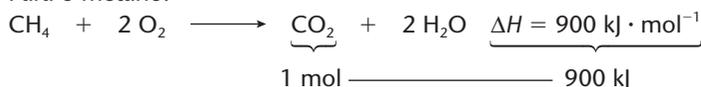
Desafio (página 140)

111) • Para o etanol:



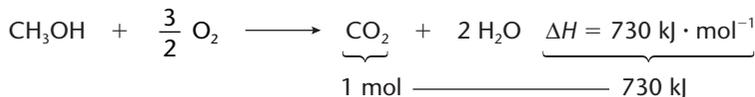
Cálculo idêntico para os outros três combustíveis nos dará:

• Para o metano:



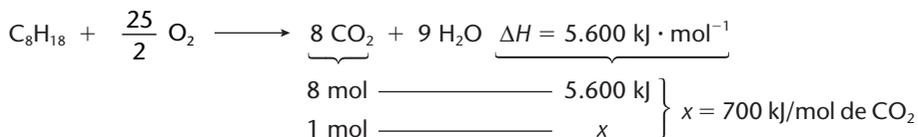
A queima do metano produz 900 kJ por mol de CO₂.

• Para o metanol:



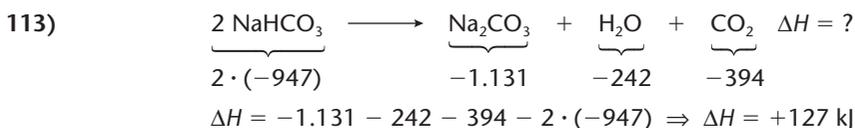
A queima do metanol produz 730 kJ por mol de CO₂.

• Para o n-octano:

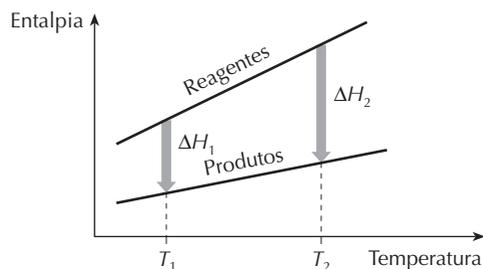


O combustível que libera a maior quantidade de energia por mol de CO₂ é o **metano**.

Alternativa d



123) Como sabemos, o ΔH de uma reação varia com a temperatura. No gráfico acima, temos ΔH_1 na temperatura T_1 e ΔH_2 na temperatura T_2 . Nos dois casos, porém, os valores de ΔH são negativos, indicando que, no intervalo entre T_1 e T_2 , a reação é sempre exotérmica.



Alternativa c

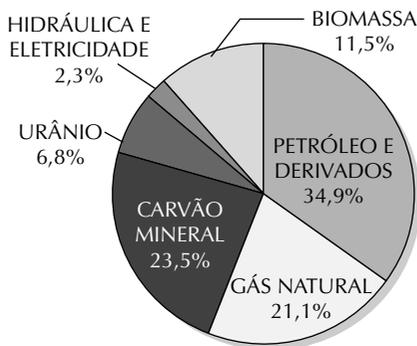
Acompanhamento e avaliação

Peça que os alunos, em grupo, elaborem um trabalho (pode ser uma apresentação, uma peça, uma música, um texto, um cartaz contendo figuras, imagens etc.) para responder à seguinte questão: Diferentes recursos energéticos podem ter diferentes impactos na comunidade brasileira?

O trabalho deverá conter uma discussão sobre a produção e o consumo de energias renováveis e não-renováveis no Brasil e no mundo.

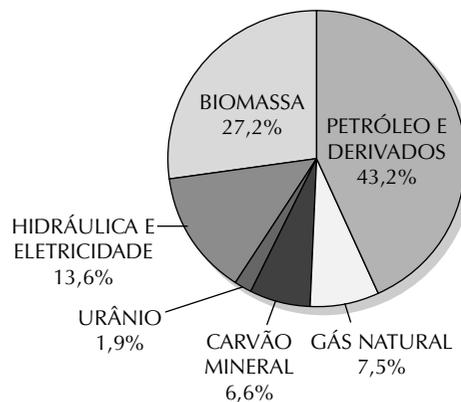
Oriento o procedimento na elaboração da tarefa, oferecendo alguns dados para serem pesquisados e analisados, como, por exemplo:

OFERTA INTERNA DE ENERGIA — 2000 MUNDO



Fonte: Ministério das Minas e Energia — O Balanço Energético Nacional — BEN 2003, p. 18 e 19.

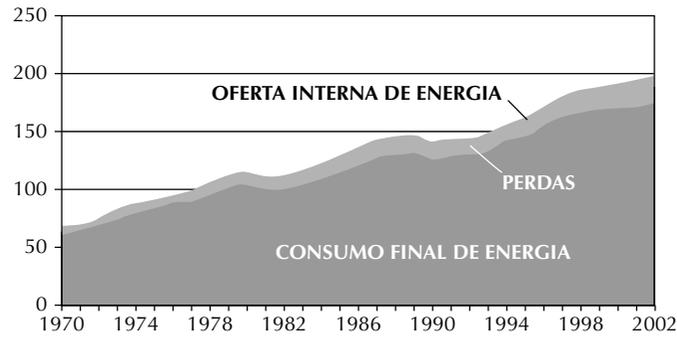
OFERTA INTERNA DE ENERGIA — 2002 BRASIL



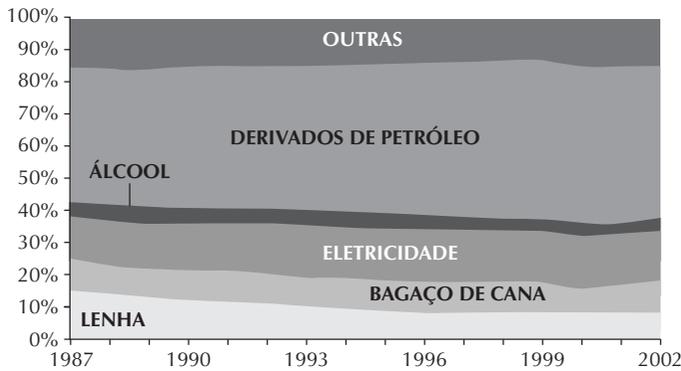
Evolução da oferta interna de energia																
Identificação	1987	1988	1989	1990	1991	1992	1993	1994	1995	1996	1997	1998	1999	2000	2001	2002
Energia não-renovável	49,1	49,6	49,7	50,9	51,7	52,4	52,9	52,9	54,7	56,4	56,9	57,7	57,7	58,9	60,7	59,0
Petróleo e derivados	38,7	39,1	39,2	41,7	40,8	41,7	42,1	42,4	43,4	45,2	45,7	46,5	46,2	45,5	45,4	43,1
Gás natural	2,7	2,8	2,9	3,1	3,0	3,2	3,3	3,3	3,3	3,5	3,6	3,7	4,1	5,4	6,5	7,5
Carvão mineral e derivados	7,4	7,5	7,3	6,7	7,6	7,3	7,4	7,2	7,3	7,3	7,0	6,7	6,7	7,1	6,9	6,6
Urânio (U3O8) e derivados	0,2	0,1	0,3	0,4	0,3	0,2	0,1	0,0	0,6	0,5	0,6	0,8	0,7	0,9	2,0	1,9
Energia renovável	50,9	50,4	50,3	49,1	48,3	47,6	47,1	47,1	45,3	43,6	43,1	42,3	42,3	41,1	39,3	41,0
Hidráulica e eletricidade	12,2	12,9	13,3	14,1	14,5	14,6	15,1	15,0	15,3	15,1	15,2	15,3	15,1	15,7	13,6	14,0
Lenha e carvão vegetal	23,0	22,5	22,5	20,1	18,4	17,2	16,6	15,8	14,3	12,8	12,0	11,5	11,7	12,1	11,6	11,9
Derivados da cana-de-açúcar	14,4	13,6	13,2	13,4	13,8	13,9	13,5	14,4	14,0	13,9	14,1	13,6	13,3	10,9	11,8	12,6
Outras fontes prim. renováveis	1,3	1,4	1,4	1,5	1,6	1,9	2,0	1,9	1,8	1,8	1,8	1,9	2,1	2,3	2,4	2,5
Total	100,0	100,0	100,0	100,0	100,0	100,0	100,0	100,0	100,0	100,0	100,0	100,0	100,0	100,0	100,0	100,0

Fonte: Ministério das Minas e Energia — O Balanço Energético Nacional — BEN 2003, p. 30.

DEMANDA DE ENERGIA (milhões tep)

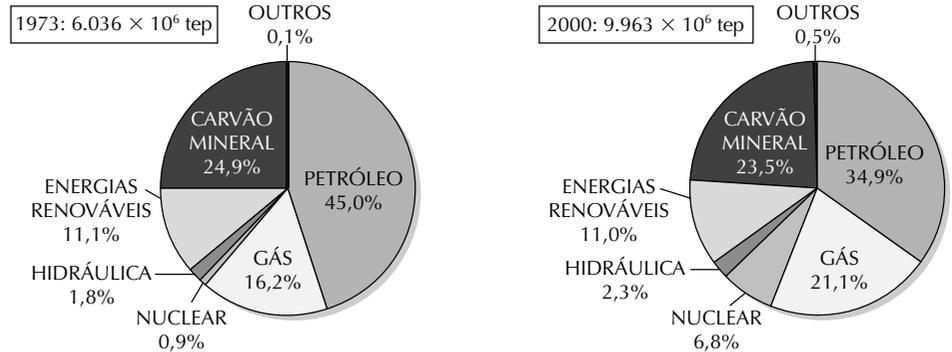


CONSUMO FINAL POR FONTE (%)



Fonte dos gráficos: Ministério das Minas e Energia — O Balanço Energético Nacional — BEN 2003, p. 20 e 32.

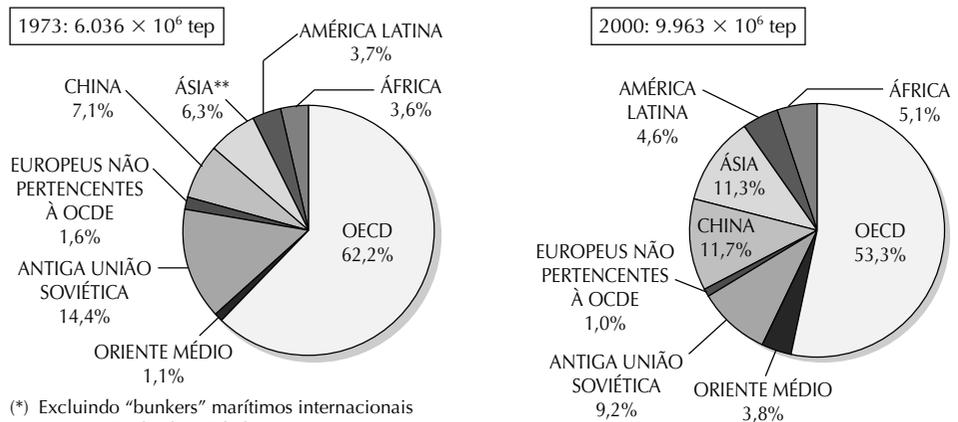
OFERTA MUNDIAL DE ENERGIA POR FONTE



tonelada equivalente do petróleo (tep)

Fonte: Ministério das Minas e Energia — O Balanço Energético Nacional — BEN 2003, p. 114.

OFERTA MUNDIAL DE ENERGIA POR REGIÃO (*)

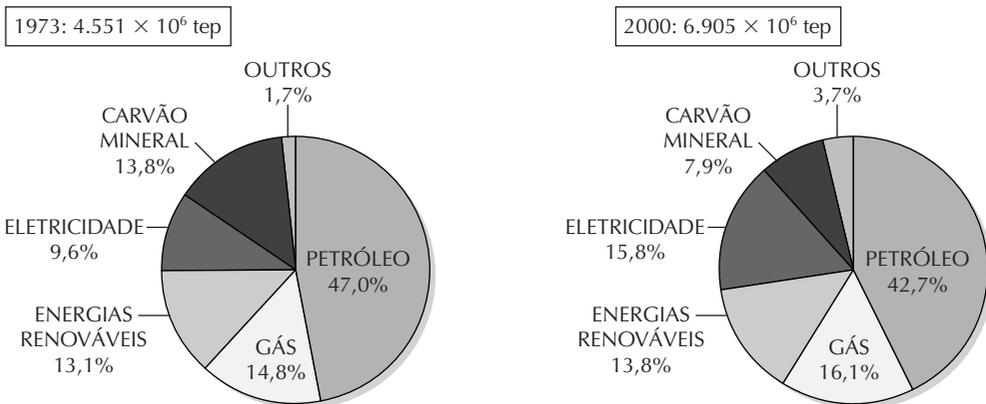


(*) Excluindo "bunkers" marítimos internacionais e comércio de eletricidade

(**) Sem a China

Fonte: Ministério das Minas e Energia — O Balanço Energético Nacional — BEN 2003, p. 114.

CONSUMO FINAL DE ENERGIA POR FONTE



tonelada equivalente de petróleo (tep)

Fonte: Ministério das Minas e Energia — O Balanço Energético Nacional — BEN 2003, p. 114.

É interessante visualizar os *sites* abaixo, que mostram as luzes da noite no mundo. Dessa forma, os alunos poderão relacionar desenvolvimento e consumo de energia elétrica.

- Luzes da noite no mundo: http://zenon.wdcb.ru/nl_images/
- Luzes da noite na América do Sul: http://zenon.wdcb.ru/nl_images/nl_samer.html

Depois que toda a pesquisa foi realizada pelos grupos, cada um deles deverá escolher de que forma irá responder à pergunta apresentada, lembrando que o trabalho deverá conter também uma discussão sobre a produção e o consumo de energias renováveis e não-renováveis no Brasil e no mundo.

A forma de apresentação poderá ser por meio de uma peça teatral, de uma música, de um texto, de um pôster, de um seminário, de uma maquete etc.

Deixe bem claro para os alunos como os grupos serão avaliados, por exemplo:

- o tipo de trabalho apresentado
- o conteúdo
- a organização
- a criatividade
- a referência (fontes pesquisadas)

Algumas referências interessantes que poderão auxiliar o professor e os alunos na elaboração do trabalho:

- Ministério das Minas e Energia: <http://www.mme.gov.br>
- O Balanço Energético Nacional — BEN 2003:
http://www.mme.gov.br/site/menu/select_main_menu_item.do?channelId=47
- Luzes da noite no mundo: http://zenon.wdcb.ru/nl_images/
- Luzes da noite na América do Sul: http://zenon.wdcb.ru/nl_images/nl_samer.html
- International Energy Agency (IEA) — Energy Statistics:
<http://www.iea.org/dbtw-wpd/Textbase/Papers/2002/Leaflet.pdf>

Capítulo 4 Cinética química

A cinética química tem, sem dúvida, uma grande importância teórica e prática. Nos últimos tempos, a introdução da luz *laser* no estudo do andamento e da velocidade das reações possibilitou uma grande ampliação do conhecimento sobre o assunto. Nas indústrias, o aumento da velocidade das reações é fundamental do ponto de vista econômico; em particular, a “química dos catalisadores” tem avançado enormemente nos últimos anos, possibilitando novos caminhos para a química industrial.

1.3. A velocidade e a estequiometria das reações (página 146)

É muito importante que os alunos percebam que a velocidade da reação depende do reagente ou produto que estamos considerando. Somente assim, eles não se assustarão nem acharão desnecessária a seguinte expressão:

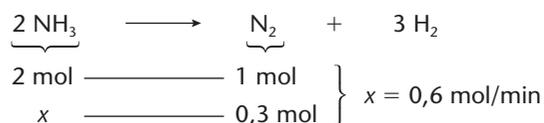
$$v_m = -\frac{1}{1} \cdot \frac{\Delta[\text{N}_2]}{\Delta t} = -\frac{1}{3} \cdot \frac{\Delta[\text{H}_2]}{\Delta t} = +\frac{1}{2} \cdot \frac{\Delta[\text{NH}_3]}{\Delta t}$$

que não é nenhuma complicação matemática desnecessária, mas apenas a maneira de expressar a velocidade por um valor único.

Exercícios (página 148)

- 3) Nesta questão, se a banca examinadora considerar que a velocidade média deve ser calculada por $v_m = -\frac{\Delta[\text{H}_2\text{O}_2]}{\Delta t}$ (expressão em que está presente o sinal negativo, conforme o exposto no item 1.3), então a resposta correta será a **alternativa a**, como apontamos; no entanto, se o sinal negativo não for considerado, a resposta será a **alternativa b**.

- 7) 8,40 g/min de N_2 equivalem a: $n = \frac{m}{M} \Rightarrow n = \frac{8,40}{28} \Rightarrow n = 0,3 \text{ mol/min}$
Pela equação, temos:



Como 1 hora equivale a 60 min, temos: $0,6 \cdot 60 \Rightarrow \boxed{36 \text{ mol/h}}$

Alternativa d

Exercícios complementares (página 150)

- 10) O sinal negativo, nesta questão, foi considerado corretamente, mas o examinador preferiu colocá-lo antes da expressão $-\frac{\Delta[\text{H}_2]}{\Delta t}$. Mesmo assim, temos valores diferentes para a velocidade, já que não houve divisão pelos coeficientes estequiométricos da equação correspondente. É exatamente essa disparidade que se procura evitar nas fórmulas científicas, conforme o que foi exposto no item 1.3. Na obrigação de apontar uma das alternativas, optamos pela **alternativa e**, que obedece às proporções estequiométricas da equação. Assim, a resolução é:

$$-\frac{1}{3} \frac{\Delta[\text{H}_2]}{\Delta t} = \frac{1}{2} \frac{\Delta[\text{NH}_3]}{\Delta t} \Rightarrow -\frac{1}{3} \frac{\Delta[\text{H}_2]}{\Delta t} = \frac{1}{2} \cdot 4,0 \Rightarrow \boxed{-\frac{\Delta[\text{H}_2]}{\Delta t} = 6,0 \text{ mol/L} \cdot \text{h}}$$

- 12) $2 \text{ NaN}_3 (\text{s}) \longrightarrow 3 \text{ N}_2 (\text{g}) + 2 \text{ Na} (\text{s})$
 $\begin{array}{r} 2 \cdot 65 \text{ g} \quad \text{-----} \quad 3 \cdot 24 \text{ L (dado)} \\ 130 \text{ g} \quad \text{-----} \quad x \end{array} \left. \vphantom{\begin{array}{r} 2 \cdot 65 \text{ g} \\ 130 \text{ g} \end{array}} \right\} x = 72 \text{ L de N}_2$

$$v = \frac{\text{Volume de N}_2 \text{ produzido}}{\text{Tempo}} \Rightarrow v = \frac{72}{0,030} \Rightarrow \boxed{v = 2.400 \text{ L} \cdot \text{s}^{-1}}$$

Exercícios (página 152)

- 15) A oxidação do ferro (enferrujamento) depende do oxigênio e da umidade do ar. O porto de Santos está situado numa cidade **quente e úmida**. Sendo à beira-mar, a umidade é "mais salgada" (**maresia**). Além disso, limalha de ferro é, na verdade, **pó** de ferro. Todos esses fatores contribuem para a oxidação (corrosão) mais rápida do ferro.

Alternativa a

- 17) O aumento de temperatura provoca o **aumento** da velocidade das reações. Conseqüentemente, o tempo necessário para a reação se completar vai **diminuir**, conforme aparece no gráfico da **alternativa a**.

- 18) A limalha de ferro, sendo pulverizada, reage mais rapidamente do que a placa de ferro. Por isso a curva da limalha sobe mais rapidamente (está acima) do que a curva da placa de ferro. No final da reação, as duas curvas se encontram porque foram usadas as mesmas quantidades de reagentes (Fe e HCl).

Alternativa b

3.1. O efeito da temperatura na velocidade das reações (página 153)

A introdução da “lombada” correspondente à energia de ativação, no gráfico da energia em função do andamento da reação, é mais um exemplo de como evoluem e se aprimoram as interpretações científicas dos fenômenos da natureza.

Exercícios complementares (página 159)

- 29) No segundo experimento (o segundo gráfico), a $[H_2O_2]_{inicial}$ é igual a 0,2 mol/L, como observamos no próprio gráfico. Aqui temos $\theta > 20$ °C porque a segunda curva cai mais rapidamente, indicando que a velocidade da reação é maior que no primeiro experimento. Isso mostra que a reação ocorreu em temperatura maior.

Alternativa b

Exercícios (página 165)

31) $v = k[CO]^2[O_2] \Rightarrow v = 0,5 \cdot [2,0]^2 \cdot [1,0] \Rightarrow v = 2,0 \text{ mol/L} \cdot \text{min}$

Alternativa c

- 35) Na fórmula da velocidade dada no enunciado, $v = k[A]^2$, não aparece o reagente B. Conseqüentemente, B não influi na velocidade, ainda que sua concentração seja duplicada, isto é, a velocidade não se altera. Portanto o fator multiplicado é igual a 1.

Alternativa b

- 36) A reta passando pela origem indica que a velocidade é diretamente proporcional à [A]. Portanto:

$$v = k[A]$$

Alternativa b

- 38) A partir da tabela, verificamos que, **dobrando** a $[(CH_3)_2O]$, a velocidade **quadruplica** ($1,60 \cdot 4 = 6,40$). **Triplicando** a $[(CH_3)_2O]$, a velocidade é **multiplicada por 9** ($1,60 \cdot 9 = 14,4$).

Logo, trata-se de uma reação de segunda ordem, ou seja: $v = k[(CH_3)_2O]^2$

Alternativa d

- 41) A velocidade da reação $2A + B \longrightarrow C + D$ é a própria velocidade de sua **etapa lenta**. Portanto:

$$v = k[A][B] \Rightarrow v = 2 \cdot 10^3 \cdot [6 \cdot 10^{-8}] \cdot [2 \cdot 10^{-8}] \Rightarrow v = 2,4 \cdot 10^{-12} \text{ mol/L} \cdot \text{s}$$

- 42) É interessante mostrar aos alunos que as informações desta questão parecem contrariar as que foram dadas na questão 39. Esclareça que não há incoerência, pois uma mesma reação, em temperaturas diferentes, pode apresentar mecanismos diferentes.

Exercícios complementares (página 167)

- 47) a) A reta passando pela origem nos dá: $v = k[A]$. Com os valores tirados do gráfico, temos:

$$10 = k \cdot 4 \Rightarrow k = 2,5 \text{ hora}^{-1}$$

- b) Excluindo-se as concentrações dos reagentes, k depende de todos os demais fatores que influem na velocidade da reação.

50) A reação é $\text{Zn} + 2 \text{HCl} \longrightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$, ou melhor:



À medida que a reação caminha, temos as variações indicadas acima, que correspondem à **alternativa c**.

51) I, errada; o HCl (ácido forte) reage mais depressa que o CH₃COOH (ácido fraco).

II, errada; o Mg é oxidado para Mg²⁺, sendo portanto um redutor.

III, correta, pois:



IV, correta; o metal finamente dividido tem maior contato com os ácidos.

Alternativa d

Atividades práticas (página 173)

- 1^a O comprimido triturado liberará maior quantidade de gás carbônico em um mesmo intervalo de tempo, pois a superfície de contato é maior, o que aumenta a velocidade da reação.
- 2^a O comprimido colocado em água à temperatura ambiente liberará maior quantidade de gás carbônico em um mesmo intervalo de tempo, pois a temperatura da água ambiente é maior que a da água gelada, aumentando assim a velocidade da reação.
- 3^a Pode ser utilizado MnO₂ (s) ou mesmo um pedaço de carne em vez da batata. A batata contém uma enzima chamada amilase, que acelera a decomposição da água oxigenada. A decomposição da água oxigenada também é acelerada quando em contato com o sangue, o qual possui uma enzima chamada catalase que libera rapidamente o oxigênio, eliminando, assim, organismos anaeróbios.

Desafio (página 177)

72) A reação é: $\text{CaCO}_3 + 2 \text{HCl} \longrightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$

I, errada. Como o HCl está em excesso e a reação “para” aos 180 segundos (daí para diante o volume de gás não varia mais), isso significa que não há mais CaCO₃ para reagir (CaCO₃ é o reagente limitante). Sendo assim, não adianta adicionar mais HCl.

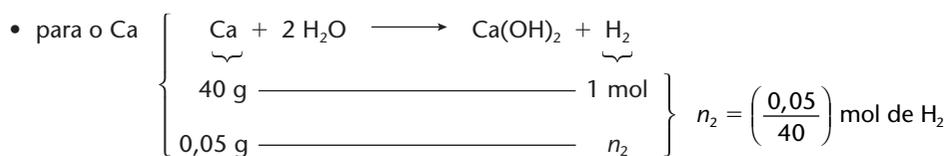
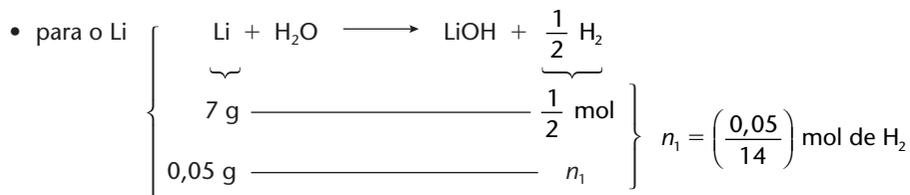
II, correta.

III, errada, o gás liberado é o CO₂.

IV, correta; a partir de 3 minutos (180 segundos) não haverá mais reação e o volume gasoso permanece constante.

Alternativa d

73) Cálculo da quantidade, em mols, de H₂ liberado por 0,05 g de cada metal:

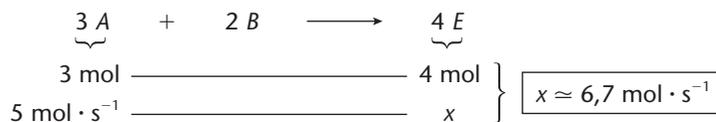


Analisando as alternativas uma a uma, temos:

- a) é correta, pois $n_1 > n_2$;
- b) é correta, pois as velocidades diminuem com o tempo;
- c) é **incorreta**, pois a curva B (do cálcio) está abaixo da curva A (do lítio);
- d) é correta, pois as equações acima indicam que, para produzir 1 mol de H_2 , precisamos de 2 mols de Li ou de 1 mol de Ca;
- e) é correta, pois: $\frac{M_{Ca}}{2 \cdot M_{Li}} = \frac{40}{2 \cdot 7} = \frac{20}{7}$

Alternativa c

74) A etapa mais lenta determina a velocidade da reação global. Temos então:



Alternativa c

- 76) a) $Mg + S \longrightarrow MgS$
- b) Si, pois a curva cai mais rapidamente.
- c) A resposta é obtida com dados tirados do gráfico:

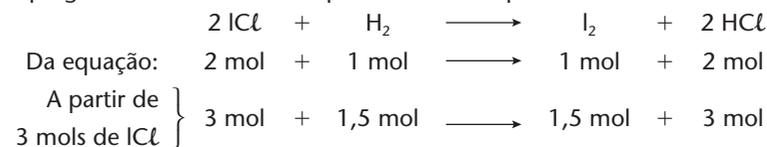
$$v_m = \frac{4 - 2}{4} \Rightarrow \boxed{v = 0,5\% \text{ por minuto}}$$

77) a) Consideremos, no gráfico, a vertical em que $[H_2] = 1,5$; passando-se da reta inclinada em que $[ICl] = 1,5$ para a reta inclinada em que $[ICl] = 3,0$ (veja que a $[ICl]$ dobrou), notamos que **a velocidade dobra** (passando de $3,7 \cdot 10^{-7}$ para $7,4 \cdot 10^{-7}$); logo a velocidade é diretamente proporcional à $[ICl]$.

Considerando agora, no gráfico, a reta inclinada em que $[ICl] = 1,5$, observamos que, passando de $[H_2] = 1,5$ para o dobro ($[H_2] = 3,0$), **a velocidade também dobra** (passando de $3,7 \cdot 10^{-7}$ para $7,4 \cdot 10^{-7}$); portanto a velocidade é diretamente proporcional também à $[H_2]$.

Sendo assim, a fórmula da velocidade será: $\boxed{v = k[ICl][H_2]}$

b) A pergunta se refere a um simples cálculo estequiométrico:



A resposta é 1,5 mol de I_2 e 3 mol de HCl . Note que o ICl é o fator limitante dessa reação, sobrando $3 \text{ mol} - 1,5 \text{ mol} = 1,5 \text{ mol}$ de H_2 sem reagir.

78) a) Para a reação: $x X + y Y \longrightarrow z Z + w W$, a fórmula genérica da velocidade será: $v = k[X]^m[Y]^n$. Seguindo, no gráfico, a curva I, em que $[Y]$ é constante, vejamos o que acontece com a $[X]$ e com a velocidade.

[X]	Velocidade
0,5	0,25
1,0	1,00
1,5	2,25
2,0	4,00

$\left. \begin{array}{l} 0,5 \rightarrow 1,0 \times 2 \\ 1,0 \rightarrow 1,5 \times 2 \\ 1,5 \rightarrow 2,0 \times 2 \end{array} \right\} \times 2$
 $\left. \begin{array}{l} 0,25 \rightarrow 1,00 \times 4 \\ 1,00 \rightarrow 2,25 \times 4 \\ 2,25 \rightarrow 4,00 \times 4 \end{array} \right\} \times 4$

Conseqüentemente, a velocidade é diretamente proporcional à $[X]^2$.

Passando agora à curva II, em que $[X]$ é constante, temos:

[Y]	Velocidade
0,5	0,5
1,0	1,0
1,5	1,5
2,0	2,0

Logo a velocidade é diretamente proporcional à $[Y]$. A equação cinética é $v = k[X]^2[Y]$, e a reação é de **2ª ordem em relação a X e de 1ª ordem em relação a Y.**

b) Se na primeira situação tivermos $[X] = a$ e $[Y] = b$, na segunda situação teremos $[X] = 3a$ e $[Y] = 2b$. As fórmulas da velocidade, desse modo, serão:

$$1^{\text{a}} \text{ situação: } v_1 = k(a)^2(b) \quad 2^{\text{a}} \text{ situação: } v_2 = k(3a)^2(2b)$$

$$\text{Logo: } \frac{v_2}{v_1} = \frac{K \cdot 9a^2 \cdot 2b}{K \cdot a^2 \cdot b} \Rightarrow \frac{v_2}{v_1} = \boxed{18}$$

80) Na curva Ⓐ, a velocidade aumenta lentamente no início. A partir do ponto de explosão, a velocidade aumenta bruscamente. Na curva Ⓑ, lembramos que as enzimas tem uma temperatura ótima para catalisar a reação. Acima e abaixo dessa temperatura, a enzima perde eficácia e a velocidade da reação cai.

81) Pelo enunciado conclui-se que a equação cinética é $v = k[\text{NO}_2]^2$ — que, por si só, já indica que a reação ocorre em mais de uma etapa, uma vez que o CO aparece na reação e não aparece na fórmula da velocidade.

Alternativa d

Acompanhamento e avaliação

Peça aos alunos que, em grupos, desenvolvam o tema na forma de seminários: Como a Cinética-Química é utilizada em meu dia-a-dia e como posso melhorar a qualidade de vida aprimorando sua utilização.

Dê sugestões sobre armazenamento de perecíveis, de não-perecíveis, metabolismo e exercícios físicos, poluentes atmosféricos e catalisadores automotivos etc.

Capítulo 5 Equilíbrios químicos homogêneos

1. Estudo geral dos equilíbrios químicos (página 181)

É fundamental insistir no fato de que as reações direta e inversa estão ocorrendo **simultaneamente** e que, por isso, a reação reversível **nunca chegará ao final** — idéias que, num primeiro momento, sempre parecem difíceis para os alunos. Além disso, quando um sistema alcança o equilíbrio, é muito importante salientar que:

- do ponto de vista **macroscópico**, o sistema parece estar parado — a massa e a concentração dos participantes se mantêm constantes, a cor do sistema permanece inalterada, etc.;
- sob o enfoque **microscópico**, porém, verifica-se que fenômenos químicos continuam ocorrendo e que os **efeitos** da reação direta e da reação inversa se contrabalançam.

Também é interessante deixar claro para os alunos que tanto o **grau de equilíbrio** como a **constante de equilíbrio** servem para **medir a extensão** de uma reação reversível, isto é, para indicar de modo preciso o ponto em que a reação alcança o equilíbrio — logo no início (com pouca formação de produtos e muita sobra de reagentes), no “meio do caminho” ou mais adiante (com bastante formação de produtos e pouca sobra de reagentes).

O texto “O controle das reações químicas”, da página 198, nos permite discutir muitos aspectos das ciências, como, por exemplo:

- a) a importância de existirem métodos para medir o andamento das reações — o que é fundamental para os trabalhos de laboratório e nas indústrias químicas;
- b) um pouco da história da ciência (em particular, da Química), mostrando como a humanidade procurou entender e explicar, cada vez mais a fundo, os fenômenos naturais;
- c) o processo de especialização e subdivisão das ciências — nesse texto se menciona o nascimento da Físico-Química como uma nova área de conhecimento dentro da própria Química;
- d) comparações com outros ramos da ciência (no caso, com a Astronomia), mostrando a semelhança metodológica entre os trabalhos científicos realizados em diferentes áreas e as vantagens de conhecer e quantificar os fenômenos da natureza (no caso, citamos o eclipse solar).

- 2) Se a concentração diminui com o tempo, significa que a substância está sendo gasta, sendo, portanto, um reagente.

Alternativa a

- 11) Os valores das concentrações no equilíbrio necessários ao cálculo de K_c devem ser obtidos no próprio gráfico (problemas desse tipo são muito comuns em exames vestibulares).

A constante de equilíbrio da reação:



é dada por:

$$K_c = \frac{[C][D]}{[A][B]} \Rightarrow K_c = \frac{8 \cdot 8}{2 \cdot 2} \Rightarrow \boxed{K_c = 16}$$

Alternativa e

$$17) K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3} \Rightarrow 69 = \frac{\left(\frac{4,55}{7}\right)^2}{[\text{N}_2] \cdot \left(\frac{3,71}{7}\right)^3} \Rightarrow [\text{N}_2] = 0,04115 \text{ mol/L}$$

Tendo o recipiente 7 litros, resulta: $n = 0,04115 \cdot 7 \Rightarrow \boxed{n = 0,288 \text{ mol de N}_2}$

Alternativa b

- 19) A fórmula do equilíbrio é $K_c = \frac{[CD]^2}{[AB]} = 0,4$ (dado do problema).

Este exercício é resolvido por tentativas:

- no sistema I: $Q_r = \frac{0,6^2}{0,9} \Rightarrow Q_r = 0,4$. Como $K_c = 0,4$ (dado), $\boxed{Q_r = K_c}$
- no sistema II: $Q_r = \frac{0,54^2}{2,9} \Rightarrow Q_r = 0,1$. Logo, $Q_r \neq K_c$

Analogamente, nos sistemas III, IV e V, ao calcularmos os Q_r correspondentes teremos respectivamente os seguintes valores: 0,075; 0,16; 0,6 (todos diferentes de K_c), mostrando que **apenas o sistema I está em equilíbrio**.

Alternativa a

- 20) $Q_r = \frac{[\text{PCl}_5]}{[\text{PCl}_3][\text{Cl}_2]} \Rightarrow Q_r = \frac{0,50}{0,20 \cdot 0,25} \Rightarrow Q_r = 10$. Portanto, como $Q_r \neq K_c$, o sistema se encontra fora do equilíbrio.

Para o valor de Q_r (10) atingir o valor de K_c (1,8), é necessário diminuir o numerador e/ou aumentar o denominador. Isso significa a predominância da reação inversa, com diminuição da concentração do PCl_5 .

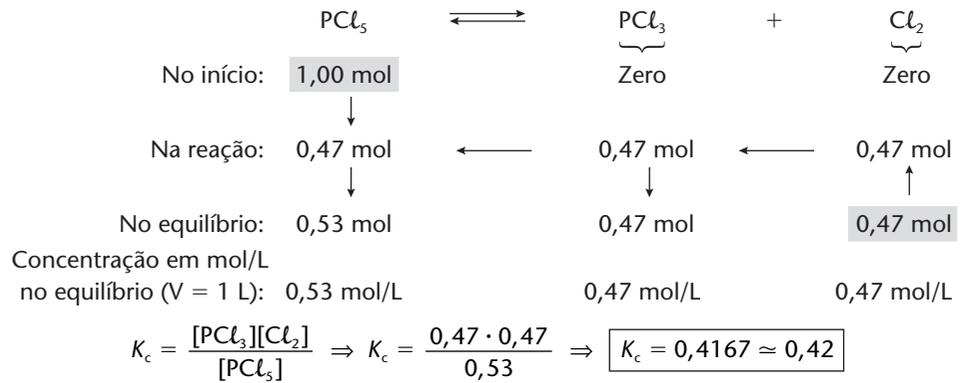
Alternativa b

- 22)
- | | | | | | |
|--------------------------------------|-------------------------------|---|---------------------------|----------------------|-------------------------------|
| | $\underbrace{2 \text{ SO}_2}$ | + | $\underbrace{\text{O}_2}$ | \rightleftharpoons | $\underbrace{2 \text{ SO}_3}$ |
| No início: | 6 mols | | 5 mols | | Zero |
| Proporção estequiométrica: | 4 mols | ← | 2 mols | ← | 4 mols |
| | ↓ | | ↓ | | ↑ |
| No equilíbrio: | 2 mols | | 3 mols | | 4 mols |
| Concentração em mol/L | | | | | |
| no equilíbrio ($V = 1 \text{ L}$): | 2 mols/L | | 3 mols/L | | 4 mols/L |

$$K_c = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2[\text{O}_2]} \Rightarrow K_c = \frac{4^2}{2^2 \cdot 3} \Rightarrow \boxed{K_c = 1,33}$$

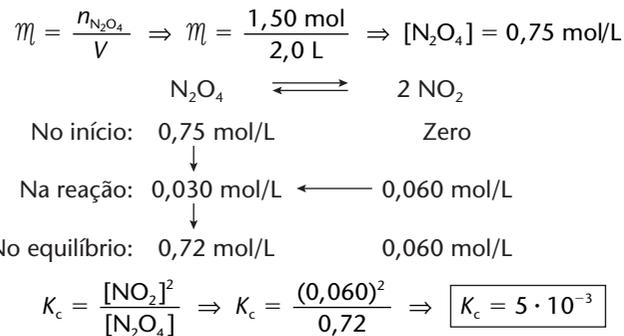
Alternativa d

23) Em nossa tabela de cálculo, temos (em mols):



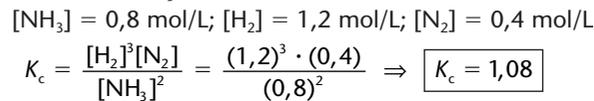
Alternativa c

24) Nesta questão, o ponto-chave é calcular, logo de início, a concentração inicial do N_2O_4 :

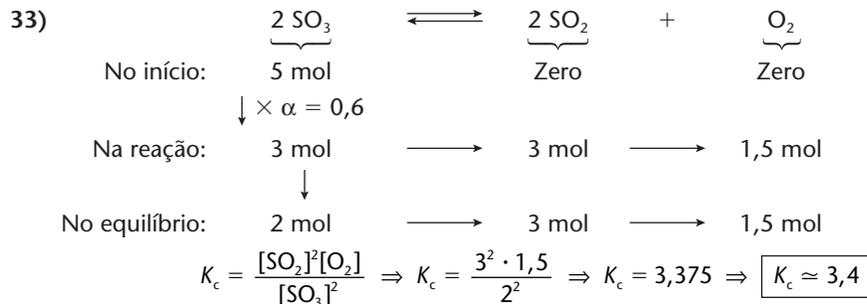


Alternativa c

26) Nesta questão, as quantidades de NH_3 , H_2 e N_2 , no equilíbrio, correspondem aos trechos horizontais das curvas apresentadas no gráfico. Assim, no equilíbrio, temos 4 mol de NH_3 , 6 mol de H_2 e 2 mol de N_2 . Dividindo esses valores pelo volume do recipiente (5,0 L), teremos as seguintes concentrações:



Alternativa c



Alternativa c

Exercícios complementares (página 196)

34) Na reação $2 \text{SO}_2 + \text{O}_2 \longrightarrow 2 \text{SO}_3$:

- o SO_2 vai sendo gasto (no gráfico correto, sua curva desce);
- o SO_3 vai sendo produzido (no gráfico correto, sua curva sobe);
- o O_2 é tirado do ar, portanto não varia.

Observe que o enunciado diz "sistema aberto ao ar".

Sendo um "sistema aberto", a reação nunca chegará a um equilíbrio.

Alternativa b

35) Se a reação direta fosse completa, teríamos:



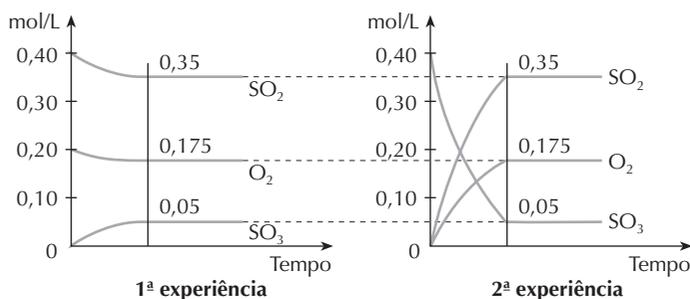
Se a reação inversa fosse completa, teríamos:



Como todos os valores são iguais, partindo-se da reação direta ou da reação inversa chegaremos ao **mesmo equilíbrio**, no qual a $[\text{SO}_3] = 0,05 \text{ mol/L}$, valor esse tirado do gráfico dado. Acompanhe também essa explicação pelas tabelas e gráficos a seguir:

1ª experiência	$2 \text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2 \text{SO}_3$		
Início	0,40	0,20	0
Equilíbrio	0,35	0,175	0,05

2ª experiência	$2 \text{SO}_3 \rightleftharpoons \text{O}_2 + 2 \text{SO}_2$		
Início	0,40	0	0
Equilíbrio	0,05	0,175	0,35



Alternativa a

37) No instante t , houve adição de H_2 (indicada no gráfico) e o sistema atingiu novo equilíbrio a partir de t_1 . Como a temperatura **não mudou**, a constante K_c também **não irá variar**.

Alternativa a

Exercícios (página 199)

41) A expressão de K_p para o equilíbrio dado é: $K_p = \frac{p_{\text{N}_2\text{O}_4}}{p_{\text{NO}_2}^2}$

Tomando-se um valor qualquer para p_{NO_2} (digamos, 0,6 atm), o gráfico nos mostra que a $p_{\text{N}_2\text{O}_4}$ correspondente é 3,0 atm. Substituindo na fórmula, vem:

$$K_p = \frac{3,0}{(0,6)^2} \Rightarrow K_p \approx 8 \text{ atm}$$

Alternativa d

44) Cálculo da pressão inicial do N_2O_4 :

$$PV = nRT \Rightarrow P \cdot 10 = \frac{46}{92} \cdot 0,082 \cdot 300 \Rightarrow P = 1,23 \text{ atm}$$

Os 20% de N_2O_4 que se dissociam correspondem à pressão de:

$$\left. \begin{array}{l} 100\% \text{ ————— } 1,23 \text{ atm} \\ 20\% \text{ ————— } x \end{array} \right\} x = 0,246 \text{ atm}$$

Conseqüentemente, a pressão final do N_2O_4 no sistema em equilíbrio será:

$$1,23 \text{ atm} - 0,246 \text{ atm} = 0,984 \text{ atm}$$

(A tabela de cálculo que normalmente estamos usando se torna desnecessária nesta questão, pois foi pedida apenas a pressão final do N_2O_4 , no equilíbrio.)

Exercícios complementares (página 200)

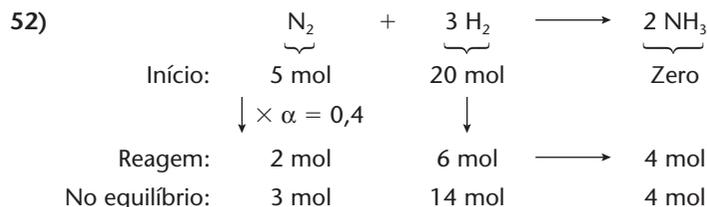
- 50) Sabemos que a pressão total de uma mistura gasosa é a soma das pressões parciais de seus componentes. Nesse caso, no equilíbrio, temos:

$$P = p_{\text{H}_2} + p_{\text{N}_2} + p_{\text{NH}_3} \Rightarrow 2,80 = 0,400 + 0,800 + p_{\text{NH}_3} \Rightarrow p_{\text{NH}_3} = 1,60 \text{ atm}$$

Assim, temos que o valor de K_p é dado por:

$$K_p = \frac{(p_{\text{NH}_3})^2}{(p_{\text{H}_2})^3 \cdot (p_{\text{N}_2})} \Rightarrow K_p = \frac{(1,60)^2}{(0,40)^3 \cdot (0,80)} \Rightarrow \boxed{K_p = 50}$$

Alternativa d

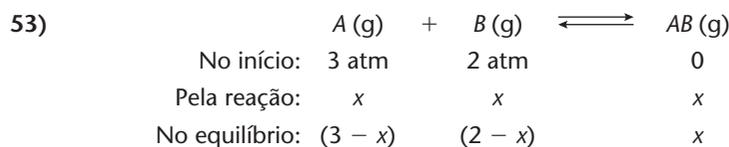


• quantidade inicial em mols: $5 + 20 = 25 \text{ mol}$

• quantidade final em mols: $3 + 14 + 4 = 21 \text{ mol}$

• pressão inicial: $p_i \Rightarrow p_i V = 25 \cdot R T$ } $\frac{p_i}{p_f} = \frac{25}{21} \Rightarrow \boxed{p_f = 0,84 p_i}$

Alternativa a



Como foi dada a pressão total no equilíbrio (4,2 atm), temos:

$$4,2 = (3 - x) + (2 - x) + x \Rightarrow x = 0,8 \text{ atm}$$

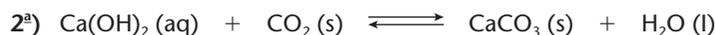
Com esse resultado, torna-se fácil analisar as alternativas propostas no exercício.

Portanto, estão corretas as alternativas **b e d**.

Atividades práticas (página 208)



- A adição de KOH desloca o equilíbrio para a direita, fazendo a cor passar ao amarelo;
- a adição de HCl irá consumir KOH, deslocando o equilíbrio para a esquerda, modificando a cor para o alaranjado.



O excesso de CO_2 "força" o equilíbrio para a direita:



Exercícios (página 209)

- 55) As três equações são semelhantes e têm os mesmos coeficientes; conseqüentemente, as três expressões de K_c também serão semelhantes — com HCl, HBr e HI aparecendo sempre no numerador. Desse modo, basta olhar para os três valores dados de K_c para concluir que a 1^a reação é mais favorecida do que a 2^a, e esta, mais do que a 3^a.

Alternativa b

- 56) É o sistema da **alternativa b**, no qual não há variação da quantidade de mols durante a reação.

- 66) I: incorreta; a diminuição de K_c indica que a reação é exotérmica.
 II: correta; o aumento de temperatura favorece a reação inversa, isto é, a formação de H_2 .
 III: incorreta; o aumento da pressão desloca o equilíbrio para a direita (em que há menor volume e menor número de mols).

Alternativa b

- 67) I: correta; a diminuição de K_c , com a temperatura, indica que a reação é exotérmica.
 II: incorreta; as velocidades das reações sempre aumentam com o aumento da temperatura.
 III: correta; o aumento de temperatura desloca o equilíbrio para o lado endotérmico, que é o oposto do NH_3 .

Alternativa e

- 68) I: correta; pois SO_2 , SO_3 e O_2 participam do equilíbrio.
 II: correta; vemos na tabela que, com a diminuição da temperatura, há um aumento da porcentagem de SO_3 , indicando que o deslocamento para a direita corresponde ao sentido exotérmico.
 III: incorreta; entre $600\text{ }^\circ\text{C}$ e $800\text{ }^\circ\text{C}$ o rendimento em SO_3 será o mais baixo (entre 14% e 65%).

Alternativa c

Exercícios complementares (página 212)

70) No equilíbrio inicial, temos: $K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]} \Rightarrow K_c = \frac{(0,07)^2}{0,01 \cdot 0,01} \Rightarrow K_c = 49$

No equilíbrio final, temos: $K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]} = \frac{(0,076)^2}{0,017 \cdot 0,007} \Rightarrow K_c = 48,53 \Rightarrow K_c \approx 49$

Como era esperado, os dois cálculos levam praticamente ao mesmo resultado.

Alternativa e

72) A constante de equilíbrio da reação dada é: $K_c = \frac{[CO_2][NO]}{[CO][NO_2]}$

Tendo em vista que o valor inicial de $[CO]$ era igual ao de $[NO_2]$, concluímos pela equação que, no equilíbrio, também teremos $[CO] = [NO_2]$, além de $[CO_2] = [NO]$. Ora, para esses quatro valores serem iguais entre si, devemos ter $K_c = 1$, o que ocorre a uma temperatura aproximada de $800\text{ }^\circ\text{C}$, de acordo com a tabela dada no enunciado.

Alternativa d

- 76) A frase “o aumento da temperatura favorecia a formação dos produtos” indica que a reação é endotérmica ($\Delta H > 0$).

A frase “o aumento da pressão favorecia a formação dos reagentes” indica que o volume total (ou a quantidade total de mols) é menor no 1º membro da equação. Ora, só a equação da **alternativa a** satisfaz esses dois requisitos.

- 78) Em relação à X , nota-se que Y só apresenta temperatura maior ($100\text{ }^\circ\text{C} > 20\text{ }^\circ\text{C}$) e, como $A \rightarrow B$ é endotérmica, o deslocamento será para a direita, produzindo maior quantidade de B (gráfico II).

Em relação a X , nota-se que Z conta com o auxílio de um catalisador. Portanto, Z irá atingir o **mesmo equilíbrio** de X , porém **mais rapidamente** (gráfico I).

Alternativa c

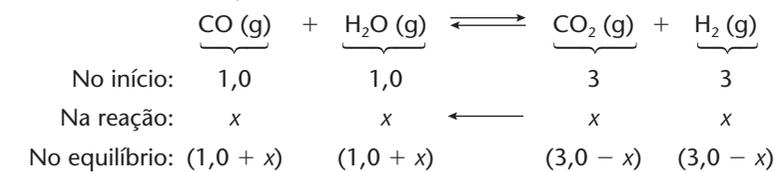
Desafio (página 215)

- 84) a) Para o equilíbrio $CO(g) + H_2O(g) \rightleftharpoons CO_2(g) + H_2(g)$, temos:

$$K_c = \frac{[CO_2][H_2]}{[CO][H_2O]} = 4 \text{ (dado do problema)}$$

Substituindo os valores dados, temos $Q_r = 9$, o que mostra que, no início, há **muito** CO_2 e H_2 e **pouco** CO e H_2O ; a reação caminhará para a esquerda, a fim de “equilibrar” o sistema, alcançando o valor $K_c = 4$.

b) Pela tabela de cálculo, temos:



Cálculo de K_c no equilíbrio:

$$K_c = \frac{[\text{CO}_2][\text{H}_2]}{[\text{CO}][\text{H}_2\text{O}]} \Rightarrow 4 = \frac{(3,0 - x)(3,0 - x)}{(1,0 + x)(1,0 + x)} \Rightarrow x = \frac{1}{3} \text{ mol}$$

Portanto, temos:

$$\boxed{[\text{CO}] = [\text{H}_2\text{O}] = \frac{4}{3} \text{ mol}} \quad \text{e} \quad \boxed{[\text{CO}_2] = [\text{H}_2] = \frac{8}{3} \text{ mol}}$$

86) a) A construção do gráfico é facilitada se lembrarmos que:

1º) a pressão inicial da mistura de CO e Cl_2 é 2,0 atm (dado) e, como essa mistura é equimolar, as pressões parciais iniciais do CO e do Cl_2 serão iguais, valendo 1,0 atm cada uma; conseqüentemente, as curvas do CO e do Cl_2 partem da pressão de 1,0 atm, serão coincidentes e terminarão num patamar de aproximadamente 0,35 atm, ou seja, o mesmo valor que as curvas do CO e do Cl_2 atingiram no primeiro gráfico;

2º) a curva do COCl_2 , por sua vez, começa na pressão de zero atm e sobe até chegar a um patamar de aproximadamente 0,65 atm, isto é, o mesmo valor que o COCl_2 havia atingido no primeiro gráfico.

b) Do gráfico: $K_p = \frac{P_{\text{CO}} \cdot P_{\text{Cl}_2}}{P_{\text{COCl}_2}} \Rightarrow K_p = \frac{0,35 \cdot 0,35}{0,65} \Rightarrow \boxed{K_p \approx 0,19 \text{ atm}}$

89) a) A síntese da amônia é um processo exotérmico, pois a porcentagem de NH_3 produzida aumenta com a diminuição da temperatura.

b) Do gráfico obtemos os seguintes dados:

- a 450 °C e 120 atm, há 20% de NH_3 na mistura (e no enunciado se diz que são produzidas 50 toneladas de NH_3);
- a 300 °C e 100 atm, há 50% de NH_3 na mistura.

Sendo assim, temos:

$$\left. \begin{array}{l} 20\% \text{ ————— } 50 \text{ t de } \text{NH}_3 \\ 50\% \text{ ————— } x \text{ t de } \text{NH}_3 \end{array} \right\} x = 125 \text{ toneladas de } \text{NH}_3$$

Ou seja: $125 - 50 \Rightarrow \boxed{75 \text{ toneladas a mais de } \text{NH}_3}$

c) Não pode. A curva não sinalizada deve corresponder a uma temperatura entre 300 °C e 350 °C, com ou sem o uso de um catalisador.

90) a) A constante do equilíbrio é $K_c = \frac{[\text{N}_2\text{O}_4]}{[\text{NO}_2]^2}$. Tomando os valores de $[\text{N}_2\text{O}_4]$ e de $[\text{NO}_2]$ do trecho $t_1 - t_2$ do 1º gráfico, teremos:

$$K_c = \frac{0,2}{(0,3)^2} \Rightarrow \boxed{K_c = 2,22 \text{ (mol/L)}^{-1}}$$

Note que o mesmo cálculo pode ser feito com os valores de $[\text{N}_2\text{O}_4]$ e de $[\text{NO}_2]$, tirados do trecho $t_3 - t_4$ do 1º gráfico, porque até t_4 a temperatura se manteve nos 80 °C, de acordo com o 2º gráfico.

b) Quando a temperatura aumenta (no caso, de 80 °C para 120 °C), qualquer equilíbrio é deslocado para o "lado endotérmico". Ora, nesse caso verificamos, pelo 1º gráfico, que a $[\text{NO}_2]$ aumentou e a $[\text{N}_2\text{O}_4]$ diminuiu; isso corresponde ao deslocamento do equilíbrio $2 \text{ NO}_2 \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4$ para a esquerda, que será então o "lado endotérmico". Conclui-se, portanto, que a reação direta é exotérmica.

- 91) a) Como a reação é $A \rightarrow B$, concluímos que A é gasto em função do tempo (curvas descendentes — III e IV), enquanto B é formado (curvas ascendentes I e II). Numa reação não catalisada, a reação será mais lenta tanto para A (descida mais lenta — curva III), como para B (subida mais lenta — curva II).

b) K_c é calculado a partir dos valores tirados do gráfico:

$$K_c = \frac{[B]}{[A]} \Rightarrow K_c = \frac{0,09}{0,04} \Rightarrow \boxed{K_c = 2,25}$$

Capítulo 6 Equilíbrios iônicos em soluções aquosas

Exercícios (página 223)

- 1) O fato de a luz ser muito intensa indica que o ácido HA está muito dissociado, ou seja, é um **ácido forte**. Ao contrário, HB é um **ácido fraco**. Ora, somente a **alternativa c** apresenta, na ordem, um ácido forte e um fraco.

7) $K_c = \eta \alpha^2 \Rightarrow 1,8 \cdot 10^{-5} = 0,045 \alpha^2 \Rightarrow \boxed{\alpha = 0,02 \text{ ou } 2\%}$

Alternativa a

Exercícios complementares (página 224)

10) $K_c = \eta \alpha^2 \Rightarrow 7,2 \cdot 10^{-10} = \eta \cdot (10^{-4})^2 \Rightarrow \boxed{\eta = 7,2 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}}$

11) $K_c = \frac{[H_2S]}{[H^+][HS^-]} \Rightarrow 1,0 \cdot 10^7 = \frac{0,8}{[H^+] \cdot 0,2} \Rightarrow \boxed{[H^+] = 4,0 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}}$

Alternativa b

- 13) A adição de cloreto de sódio irá fornecer os íons Na^+ e Cl^- à solução. Aumentando-se a $[Cl^-]$, que aparece no primeiro membro da equação dada, o equilíbrio será deslocado para a direita, favorecendo a formação da cor azul.

Alternativa e

Exercícios (página 228)

- 17) Sendo

$$\left. \begin{array}{l} [H^+][OH^-] = 10^{-14}, \text{ temos } [OH^-] = \frac{10^{-14}}{[H^+]} \\ \text{Dado: } [H^+] = 2,0 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L} \end{array} \right\} \begin{array}{l} [OH^-] = \frac{10^{-14}}{2,0 \cdot 10^{-5}} \Rightarrow \\ \Rightarrow [OH^-] = 5,0 \cdot 10^{-10} \end{array}$$

Alternativa a

Exercícios (página 232)

21) $[OH^-] = 1,0 \times 10^{-3} \Rightarrow pOH = 3$

$$pH + pOH = 14 \Rightarrow pH = 14 - pOH \Rightarrow pH = 14 - 3 \Rightarrow \boxed{pH = 11}$$

Alternativa d

- 28) Não há cálculos a fazer, pois, do próprio enunciado, já concluímos que $[H^+] = 3,8 \times 10^{-4} > 10^{-7}$, ou seja, o suco é ácido.

Alternativa b

30) $pH = 2,7 \Rightarrow [H^+] = 10^{-2,7} \Rightarrow [H^+] = 10^{-3} \cdot 10^{+0,3}$
 Dado: $\log 2,0 = 0,3$ } $\boxed{[H^+] = 2,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}}$

Observação: Temos nessa série cinco exemplos (exercícios 26, 27, 28, 29 e 30) de cálculo de pH em que a $[H^+]$ não é uma potência exata de dez. Na verdade, questões como essas não passam de meros exercícios de cálculo e raramente aparecem em exames vestibulares. Desse modo, o professor deve decidir se esse tipo de exercício interessa ou não às suas turmas.

$$33) [\text{NaOH}] = 1,0 \cdot 10^{-1} \xrightarrow{\alpha = 100\%} [\text{OH}^-] = 1,0 \cdot 10^{-1} \Rightarrow \text{pOH} = 1 \Rightarrow \boxed{\text{pH} = 13}$$

Alternativa e

- 34) A solução desta questão se restringe à análise das alternativas (a) e (e) — que se referem a soluções básicas — e que têm, portanto, pH acima de 7 (e acima dos valores das outras alternativas).

A alternativa (a) tem $[\text{OH}^-] = 0,1 \text{ mol/L}$; a alternativa (e) tem $[\text{OH}^-] = 0,2 \text{ mol/L}$. Como a solução (e) é mais básica que a (a), o pH de (e) será maior que o de (a).

Alternativa e

$$37) \text{ a) } 2 \text{ comprimidos} \Rightarrow 2 \cdot 0,36 = 0,72 \text{ g de aspirina} \Rightarrow m = \frac{m_1}{M_1 V} \Rightarrow m = \frac{0,72}{180 \cdot 0,2} \Rightarrow \boxed{m = 0,02 \text{ mol/L}}$$

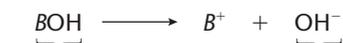
$$\text{ b) } 0,02 \text{ mol/L} \xrightarrow{\times \alpha = 0,05} [\text{H}^+] = 0,02 \cdot 0,05 \Rightarrow [\text{H}^+] = 0,001 \Rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-3} \Rightarrow \boxed{\text{pH} = 3}$$

- 40) Trata-se de um problema de diluição de uma solução, seguido do cálculo do pH.

- Cálculo da molaridade da solução diluída:

$$Vm = V'm' \Rightarrow 50 \cdot 0,3 = 150 \cdot m' \Rightarrow m' = 0,1 \text{ mol/L}$$

- Considerando que a base é forte ($\alpha = 100\%$), temos:

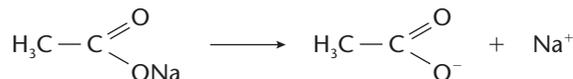


$$0,1 \text{ mol/L} \longrightarrow 0,1 \text{ mol/L, ou seja: } [\text{OH}^-] = 10^{-1} \text{ mol/L}$$

- Conclusão: $\text{pOH} = -\log 10^{-1} \Rightarrow \text{pOH} = 1 \Rightarrow \boxed{\text{pH} = 13}$

Alternativa c

- 45) Na adição do acetato de sódio, temos:



A presença deste $\text{H}_3\text{C}-\text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ // \\ \text{O}^- \end{array}$ irá deslocar o equilíbrio dado para a esquerda, diminuindo a dissociação do ácido acético; como conseqüência, diminui a acidez da solução, aumentando portanto o seu pH (é uma simples aplicação do efeito do íon comum).

Alternativa e

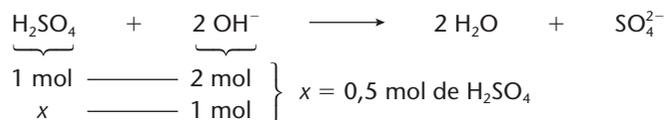
- 46) Mantendo-se o frasco aberto, o NH_3 (g) vai escapando lentamente; o primeiro equilíbrio desloca-se então para a esquerda, diminuindo assim a concentração do NH_3 (aq). Como conseqüência, o segundo equilíbrio também se desloca para a esquerda, diminuindo então a concentração de OH^- (aq).

Alternativa c

- 49) a) Cálculo do pH do refrigerante

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] \Rightarrow \text{pH} = -\log 10^{-3} \Rightarrow \boxed{\text{pH} = 3}$$

- b) Dado da água da lavanderia: $[\text{OH}^-] = 10^{-2} \text{ mol/L} \xrightarrow{\times 100 \text{ litros}} 1 \text{ mol de OH}^-$

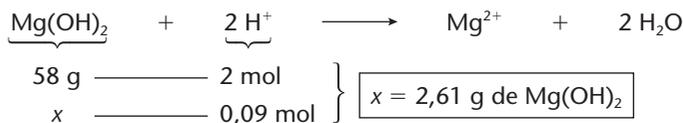


$0,5 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4$ é exatamente o que está presente em 1 L de H_2SO_4 .

- 50) Solução de $\text{pH} = 1 \Rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-1} \Rightarrow [\text{H}^+] = 0,1 \text{ mol/L}$

$$\text{Solução de } \text{pH} = 2 \Rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-2} \Rightarrow [\text{H}^+] = 0,01 \text{ mol/L}$$

Como foi dado 1 litro de solução, esses são os valores presentes. Portanto H^+ a ser neutralizado: $0,1 - 0,01 \Rightarrow 0,09 \text{ mol de H}^+$



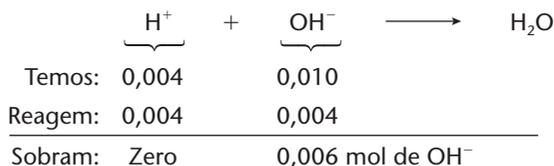
Alternativa b

- 51) • 100 mL de X OH, de pH = 13:

$$\text{pOH} = 1 \Rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-1} = 0,1 \text{ mol/L} \quad \frac{100}{1.000} \cdot 0,1 \Rightarrow 0,010 \text{ mol de OH}^-$$

- 400 mL de HA, de pH = 2:

$$[\text{H}^+] = 10^{-2} = 0,01 \text{ mol/L} \quad \frac{400}{1.000} \cdot 0,01 \Rightarrow 0,004 \text{ mol de H}^+$$



Temos: 400 mL + 100 mL = 500 mL de solução. Portanto:

$$\begin{array}{r} 500 \text{ mL de solução} \quad \text{---} \quad 0,006 \text{ mol de OH}^- \\ 1 \text{ L} = 1.000 \text{ mL} \quad \text{---} \quad x \end{array} \left. \vphantom{\begin{array}{r} 500 \text{ mL de solução} \quad \text{---} \quad 0,006 \text{ mol de OH}^- \\ 1 \text{ L} = 1.000 \text{ mL} \quad \text{---} \quad x \end{array}} \right\} x = 0,012 \Rightarrow x = 1,2 \cdot 10^{-2} \Rightarrow x \approx 10^{-2}$$

$$\text{Como } [\text{OH}^-] \approx 10^{-2}, \text{ temos: } \text{pOH} \approx 2 \Rightarrow \boxed{\text{pH} \approx 12}$$

Alternativa e

- 52) a) Suco de limão: pH = 2,0 \Rightarrow $[\text{H}^+] = 10^{-2}$ } $\frac{10^{-2}}{10^{-4}} = 10^2 = \boxed{100 \text{ vezes}}$
 Suco de tomate: pH = 4,0 \Rightarrow $[\text{H}^+] = 10^{-4}$ }

- b) No suco de limão, temos: $[\text{H}^+] = 10^{-2}$ mol/L (ou 10^{-3} mol de H^+ em 100 mL de suco).
 Serão necessários, portanto, 10^{-3} mol de OH^- para a neutralização, ou seja:

$$n = V \cdot m \Rightarrow 10^{-3} = V \cdot 0,010 \Rightarrow V = 10^{-1} \text{ L} \Rightarrow \boxed{V = 100 \text{ mL}}$$

Por um cálculo análogo, concluiremos que é necessário $\boxed{1 \text{ mL de NaOH } 0,010 \text{ mol/L}}$ para neutralizar os 100 mL de suco de tomate.

Exercícios complementares (página 236)

- 55) Para baixar o pH do alimento inicialmente neutro a valores inferiores a 4,5 (de modo a impedir a proliferação dos bacilos), a solução do problema está na adição de um ácido. Por esse motivo, para responder à questão, basta analisar as alternativas c e d, que se referem à adição de HCl. Desse modo, só o que temos a fazer é um cálculo de diluição de soluções, seguido de cálculo do pH:

- em c: $10 \cdot 0,001 = (10 + 990) \cdot [\text{H}^+] \Rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-5} \text{ mol/L} \Rightarrow \text{pH} = 5$
- em d: $10 \cdot 0,01 = (10 + 990) \cdot [\text{H}^+] \Rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-4} \text{ mol/L} \Rightarrow \text{pH} = 4$

A resposta é, pois, a **alternativa d**, que corresponde ao pH = 4 (o único valor inferior a 4,5).

- 56) Considerando que as três soluções têm a mesma concentração (0,01 mol/L), a ordem crescente de K_a ($4 \times 10^{-10} < 2 \times 10^{-4} < 1 \times 10^{-2}$) indica a força crescente dos ácidos e pH cada vez menores.

Portanto a resposta é a **alternativa d**: $\text{pH}_{(\text{H}_2\text{SO}_3)} < \text{pH}_{(\text{HCO}_2\text{H})} < \text{pH}_{(\text{HCN})} < 7$ (todos menores que 7 porque todos são ácidos).

- 57) $\text{pH} = 14 \Rightarrow \text{pOH} = 0 \Rightarrow \text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = 0 \Rightarrow \boxed{[\text{OH}^-] = 1 \text{ mol/L}}$

Alternativa a

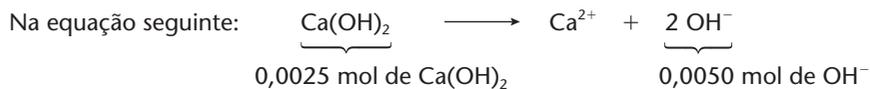
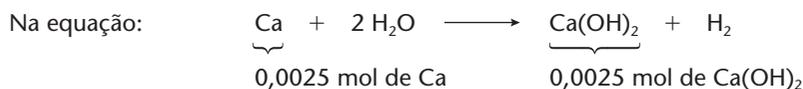
- 58) O HCl é um ácido forte e está totalmente ionizado, portanto: $[\text{HCl}] = [\text{H}^+]$

- 1ª solução: $n = mV = 0,1 \cdot 0,001 \Rightarrow n = 0,0001 \text{ mol de HCl ou H}^+$
- 2ª solução: $n = mV = 1 \cdot 0,1 \Rightarrow n = 0,1 \text{ mol de HCl ou H}^+$
- Solução final: $\approx 0,1 \text{ mol de H}^+$ em $\approx 0,1 \text{ L}$

$$\text{Portanto: } [\text{H}^+] = \frac{0,1}{0,1} \Rightarrow [\text{H}^+] = 1 \text{ mol/L} \Rightarrow \text{pH} = -\log 1 \Rightarrow \boxed{\text{pH} = 0}$$

Alternativa a

59) a) e b) 0,10 g de cálcio corresponde a: $n = \frac{m}{M} \Rightarrow n = \frac{0,10}{40} \Rightarrow n = 0,0025$ mol de Ca



Em 0,5 dm³ = 0,5 L da solução final, temos:

$$[\text{OH}^-] = \frac{0,0050}{0,5} \Rightarrow [\text{OH}^-] = 0,01 \Rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-2} \text{ mol/L} \Rightarrow \text{pOH} = 2 \Rightarrow \boxed{\text{pH} = 12}$$

- 61) No caso, a desmineralização corresponde a um deslocamento do equilíbrio para a direita. Das opções apresentadas, somente o vinagre (que é ácido) poderá deslocar o equilíbrio para a direita, já que seus H⁺ irão reagir com os OH⁻ do segundo membro da equação.

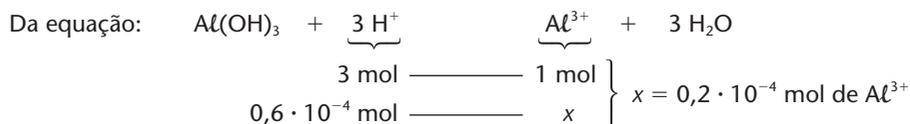
Alternativa c

- 62) De acordo com a tabela, o primeiro grupo de alunos encontrou valores de pH compreendidos entre 4,5 e 6,0 — isto é, a solução inicial era ácida. Com a diluição da solução inicial de 100 mL para 200 mL, a concentração do ácido e a do [H⁺] diminuem, tornando a solução final menos ácida. Desse modo, o pH tende a aumentar, assumindo valores entre 5,0 e 7,0.

Alternativa c

- 64) Dado: pH = 4 \Rightarrow [H⁺] = 10⁻⁴ mol/L; portanto a quantidade de H⁺ será:

$$n = \eta V \Rightarrow n = 0,6 \cdot 10^{-4} \text{ mol de H}^+$$

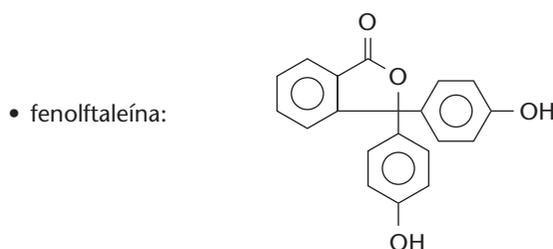
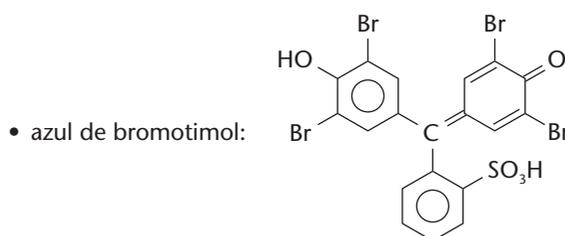
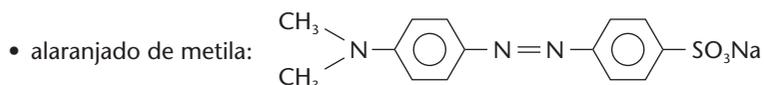


Portanto: $m = nM \Rightarrow m = 0,2 \cdot 10^{-4} \cdot 27 \Rightarrow m = 5,4 \cdot 10^{-4} \text{ g} \Rightarrow \boxed{m = 0,54 \text{ mg de Al}}$

Alternativa b

2.4. A medida do pH na prática (página 237)

Os indicadores ácido-base são, em geral, substâncias orgânicas complexas. Aos três que mencionamos na página 238 correspondem as seguintes fórmulas estruturais:



Atividades práticas (página 239)

- 1ª O extrato de repolho roxo deve ficar vermelho em meio ácido e verde em meio básico.
 2ª A fenolftaleína adquire coloração vermelha em meio básico (pH acima de 8,3) e permanece incolor em meio ácido.
 3ª O papel indicador universal é mais preciso que os indicadores anteriores.

Atividade prática (página 242)

A solução resultante da mistura entre o ácido acético 0,2 mol/L e o acetato de sódio 0,2 mol/L é uma solução-tampão que possui pH igual a 4,8.

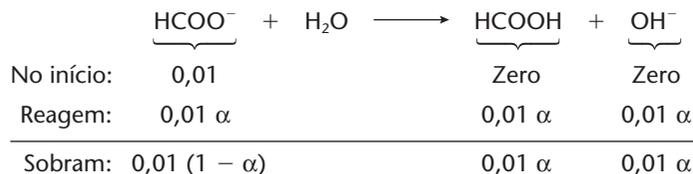
Exercícios (página 248)



Alternativa b

91) a) • $K_h = \frac{K_w}{K_a} \Rightarrow K_h = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-4}} \Rightarrow K_h = 10^{-10}$

• 0,68 g de HCOONa $\Rightarrow n = \frac{m}{M} \Rightarrow n = \frac{0,68}{68} = 0,01 \text{ mol já por litro} \Rightarrow$
 $\Rightarrow [\text{HCOO}^-] = 0,01 \text{ mol/L}$



$K_h = \frac{[\text{HCOOH}][\text{OH}^-]}{[\text{HCOO}^-]} \Rightarrow K_h = \frac{(0,01 \alpha) \cdot (0,01 \alpha)}{0,01 \cdot (1 - \alpha)} = 10^{-10} \Rightarrow$

$\Rightarrow \alpha^2 = 10^{-8} \Rightarrow \alpha = 10^{-4}$

$[\text{OH}^-] = 0,01 \alpha \Rightarrow [\text{OH}^-] = 0,01 \times 10^{-4} \Rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-6} \Rightarrow \text{pOH} = 6 \Rightarrow \boxed{\text{pH} = 8}$

b) A solução é básica, pois o formiato sofre hidrólise, liberando OH^- na solução.



No ponto de equivalência, não há mais BOH nem HA, apenas B^+ , A^- e H_2O .

I: correta, pois $[\text{B}^+] = [\text{A}^-]$

II: errada, pois $K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$

III: correta, pois todo o H^+ do ácido foi consumido.

IV: errada, pois, no final, só existem poucos H^+ de H_2O .

V: errada.

Alternativa a

95) • Antes da adição:

0,1 mol/L de NaOH $\Rightarrow [\text{OH}^-] = 0,1 \Rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-1} \Rightarrow \text{pOH} = 1 \Rightarrow \boxed{\text{pH} = 13}$

100 mL de NaOH 0,1 mol/L $\Rightarrow n = \mathcal{M}V = 0,1 \cdot 0,1 \Rightarrow n = 0,010 \text{ mol de NaOH}$

• Adição:

36 gotas $\cdot 0,05 \text{ mL} = 1,8 \text{ mL de HCl } 5 \text{ mol/L} \Rightarrow n = V\mathcal{M} \Rightarrow n = 0,0018 \cdot 5 \Rightarrow$
 $\Rightarrow n = 0,009 \text{ mol de HCl}$

• Após a adição:

Como NaOH e HCl reagem na proporção de 1 : 1, teremos a sobra de $0,010 - 0,009 = 0,001 = 10^{-3} \text{ mol de NaOH ou } \text{OH}^- \text{ em } 100 \text{ mL da solução. Portanto:}$

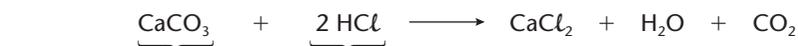
$\frac{1.000}{100} \cdot 10^{-3} = 10^{-2} \text{ mol de } \text{OH}^-/\text{L} \Rightarrow \text{pOH} = 2 \Rightarrow \boxed{\text{pH} = 12}$

Alternativa b

- 96) O HClO é um ácido fraco. No início sua dissociação é mínima e praticamente todo o HClO está na forma molecular (100% de HClO e 0% de ClO⁻). À medida que o pH aumenta (evidentemente pela adição de uma base, digamos NaOH), a reação $\text{HClO} + \text{NaOH} \longrightarrow \text{NaClO} + \text{H}_2\text{O}$ vai consumindo HClO e a quantidade de NaClO vai aumentando, ou melhor, Na⁺ e ClO⁻. Desse modo, a curva do gráfico da **alternativa a** vem descendo (de início mais vagarosamente devido às soluções-tampão HClO e NaClO).

Exercícios complementares (página 251)

- 98) $0,950 \text{ g de CaCO}_3 \Rightarrow n = \frac{m}{M} \Rightarrow n = \frac{0,950}{100} \Rightarrow n = 0,0095 \text{ mol de CaCO}_3$
 $100 \text{ mL de HCl a } 0,2 \text{ mol/L} \Rightarrow n = \eta V \Rightarrow n = 0,2 \cdot 0,1 \Rightarrow n = 0,02 \text{ mol de HCl}$



Temos: 0,0095 mol 0,0200 mol

Só reagem: 0,0095 mol 2 · 0,0095 mol

Sobram: zero 0,010 mol de HCl (em 100 mL de solução)

$$\eta = \frac{0,010}{0,1} \Rightarrow \eta = 0,01 \Rightarrow \eta = 10^{-2} \text{ mol de HCl ou H}^+ \Rightarrow \boxed{\text{pH} = 2}$$

A solução final só contém CaCl₂ + H₂O + excesso de HCl, sendo, portanto, **incolor**.

Alternativa d

- 99) a) A solução é básica devido à hidrólise:



- b) Em 0,34 mol de NaOCl temos:

$$m = nM \Rightarrow m = 0,34 \cdot 74,5 \Rightarrow m = 25,33 \text{ g de NaOCl}$$

1 L de água sanitária ($d = 1 \text{ g/mL}$) em 1.000 g de solução

$$\left. \begin{array}{l} 1.000 \text{ g de solução} \text{ ————— } 25,33 \text{ g de NaCl} \\ 100 \text{ g de solução} \text{ ————— } x \end{array} \right\} \boxed{x = 2,533\%}$$

- 100) O ácido mais fraco é o de menor valor de K_a . Neste caso é o HCN ($K_a = 4,0 \cdot 10^{-10}$). Sendo o menos ionizado, terá maior pH.

Alternativa c

- 101) Considerando que os ácidos têm a mesma concentração, concluímos que a solução mais ácida (e portanto de pH mais baixo) será a do ácido mais forte.

Logo:

$$\boxed{\text{pH}_x < \text{pH}_y}$$

Sendo soluções de monoácidos e tendo a mesma concentração, elas irão consumir volumes iguais, da mesma solução básica, para suas neutralizações.

Portanto:

$$\boxed{V_x = V_y}$$

Alternativa e

- 102) 0,61 g de C₆H₅COOH corresponde a: $n = \frac{m}{M} \Rightarrow n = \frac{0,61}{122} = 0,005 \text{ mol de C}_6\text{H}_5\text{OH}$

Pela equação $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH} + \text{NaOH} \longrightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{COONa} + \text{H}_2\text{O}$, notamos que 0,005 mol de C₆H₅OH consome 0,005 mol de NaOH na reação. Considerando que a

$$\text{solução de NaOH é } 0,10 \text{ M, temos: } V = \frac{n}{M} = \frac{0,005}{0,1} \Rightarrow \boxed{V = 0,05 \text{ L ou } 50 \text{ mL}}$$

Após a reação, a solução será básica, devido à hidrólise do C₆H₅COONa; logo terá $\boxed{\text{pH} > 7}$.

Alternativa b

- 104) Vemos, pelo gráfico, que foram gastos 5 mL (ou 0,005 L) do ácido. Portanto:

$$n = \eta V \Rightarrow n = 0,1 \cdot 0,005 \Rightarrow n = 0,0005 \text{ mol do ácido}$$

Considerando que a reação é na proporção de 1 : 1 mol, temos:

$$0,0005 \text{ mol da base} \Rightarrow n = \eta V \Rightarrow 0,0005 = \eta \cdot 0,050 \Rightarrow \eta = 0,01 \text{ mol/L}$$

Alternativa a

- 105) A reação $\text{HCOOH} + \text{NaOH} \longrightarrow \text{HCOO}^- + \text{Na}^+ + \text{H}_2\text{O}$ ocorre na proporção de 1 mol de HCOOH para 1 mol de NaOH. Como as soluções de HCOOH e NaOH têm a mesma molaridade (0,001 mol/L), elas irão reagir na proporção de 1 mL de HCOOH para 1 mL de NaOH. Quando forem adicionados $\frac{25,0}{2} = 12,5$ mL de NaOH, estaremos na metade da titulação com $[\text{HCOOH}] = [\text{HCOO}^-]$. Vemos pelo gráfico que a 12,5 mL de NaOH corresponde um pH entre 3 e 4. Conseqüentemente a cor será laranja.

Alternativa b

- 106) O volume, em mL, de HCl 1 mol/L que baixa o pH para o valor 6,1 (que é o valor do $\text{p}K_a$ do ácido carbônico, dado no enunciado) é tirado diretamente do gráfico e vale 25 mL.

Alternativa a

Desafio (página 253)

- 110) A adição de água provoca um aumento na ionização do ácido acético:



Em conseqüência, o número total de íons (H_3CCOO^- e H^+) aumenta — o que corresponde ao item II.

Para esse equilíbrio iônico, temos $K_a = \eta\alpha^2$ (ver página 221). Dessa relação matemática, concluímos que, quando a ionização (α) do ácido acético aumenta, devido à diluição, o valor de η deve diminuir **mais rapidamente** do que o valor de α (veja que α está elevado ao quadrado) para manter K_a constante. Além disso, pela tabela de cálculo do equilíbrio, verificamos que $[\text{H}^+] = [\text{CH}_3\text{COO}^-] = \eta\alpha$; com o aumento de α e a diminuição mais rápida de η , teremos a diminuição de $[\text{H}^+]$ e de $[\text{CH}_3\text{COO}^-]$ — o que corresponde ao item V.

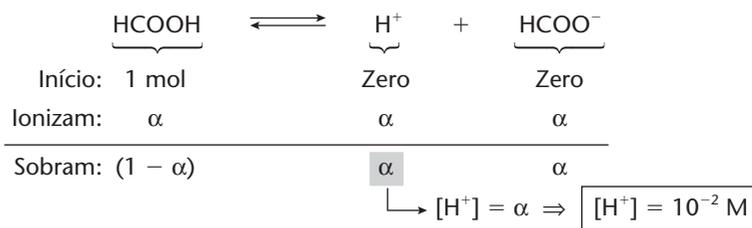
Por fim, com a diminuição de $[\text{H}^+]$ e de $[\text{CH}_3\text{COO}^-]$, diminuirá também a condutividade elétrica da solução — item III.

Alternativa d

- 112) a) Entre os $\log K_{\text{eq}}$ dos três íons apresentados (Fe^{2+} , Cu^{2+} e Fe^{3+}), o mais elevado é o do Fe^{3+} ($\log K_{\text{eq}} = 25,1$). Portanto é o Fe^{3+} que será removido com mais eficiência, pois tem o K_{eq} mais elevado ($K_{\text{eq}} = 10^{25,1}$) e a reação correspondente com a EDTA será a mais deslocada para a direita.



- 113) HCOOH: $\frac{1 \text{ micromol}}{1 \text{ microlitro}} = 1 \text{ mol/L}$, sendo $K_a = \eta\alpha^2 \Rightarrow 10^{-4} = 1 \cdot \alpha^2 \Rightarrow \alpha = 10^{-2}$



Alternativa c

- 114) I: $\eta = \frac{m}{MV} \Rightarrow \eta = \frac{9,8}{98 \cdot 0,5} \Rightarrow \eta = \frac{1}{5} \Rightarrow \eta = 0,2 \text{ mol/L de H}_2\text{SO}_4$

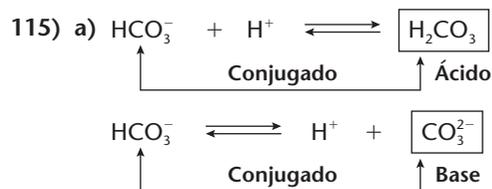
II: $\text{pH} = 13 \Rightarrow \text{pOH} = 1 \Rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-1} \Rightarrow \text{NaOH} = 0,1 \text{ mol/L}$

1 L	—————	0,1 mol	= 4 g de NaOH	}	x = 8 g
2 L	—————	x			

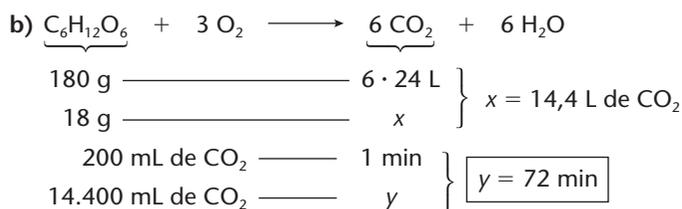
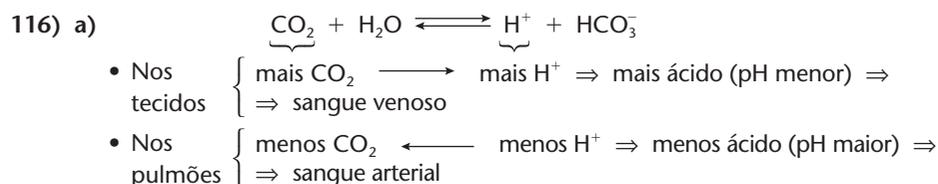
I + II $\left\{ \begin{array}{l} \text{(I) } 500 \text{ mL de H}_2\text{SO}_4 \text{ } 0,2 \text{ mol/L} \Rightarrow \\ \Rightarrow n = \eta V \Rightarrow n = 0,2 \cdot 0,5 \Rightarrow n = 0,1 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4 \\ \text{(II) } 2 \text{ L de NaOH } 0,1 \text{ mol/L} \Rightarrow \\ \Rightarrow n = \eta V \Rightarrow n = 0,1 \cdot 2 \Rightarrow n = 0,2 \text{ mol de NaOH} \end{array} \right.$

Como 1 mol de H_2SO_4 reage com 2 mol de NaOH, a mistura I + II será neutra, mas eletrolítica devido à presença de Na^+ e SO_4^{2-} .

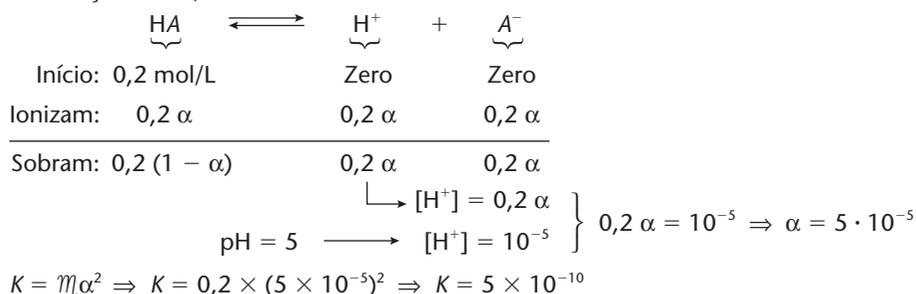
III: 100 mL de Na_2SO_4 0,3 mol/L $\Rightarrow n = MV \Rightarrow n = 0,3 \cdot 0,1 \Rightarrow n = 0,03$ mol de $\text{Na}_2\text{SO}_4 \xrightarrow{\times 2} 0,06$ mol de Na^+ , diferente de 0,02 mol de Na^+ existente em I + II.
São corretas as alternativas **b, d, e**.



b) $[\text{OH}^-] = 2,5 \times 10^{-7} = 25 \times 10^{-8} = 5^2 \cdot 10^{-8} \Rightarrow \text{pOH} = -\log(5^2 \cdot 10^{-8})$
 $\text{pOH} = -(\log 5^2 + \log 10^{-8}) = -(2 \times \log 5 - 8) = -(2 \times 0,70 - 8)$
 $\text{pOH} = 6,6 \Rightarrow \text{pH} = 7,4$



117) Na solução inicial, temos:



Na solução final, há diluição de 4 vezes:

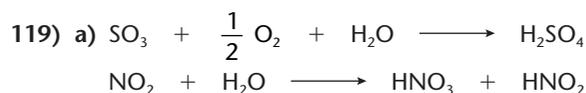
$V M = V' M' \Rightarrow 1 \times 0,2 = 4 M' \Rightarrow M' = 0,05$ mol/L
 Como: $K = M\alpha^2 \Rightarrow 5 \times 10^{-10} = 0,05\alpha^2 \Rightarrow \alpha^2 = 10^{-8} \Rightarrow \alpha = 1,0 \times 10^{-4}$

Alternativa d

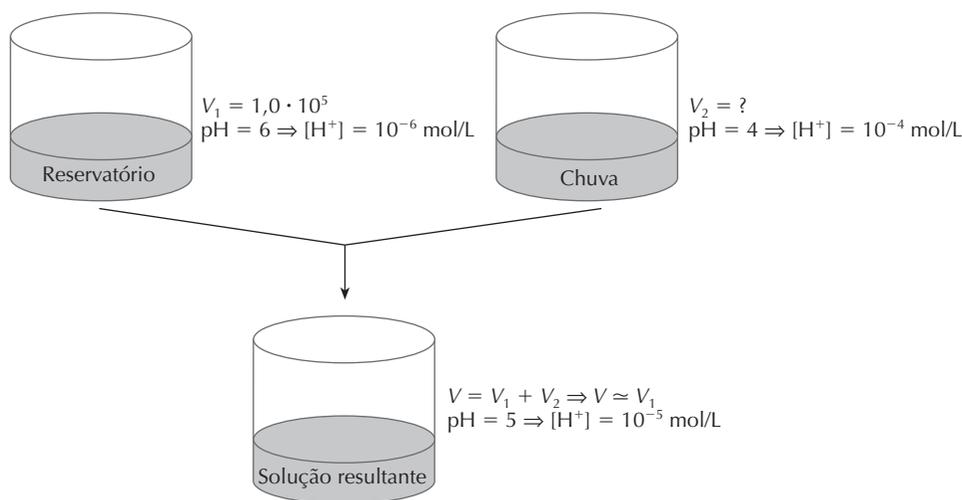
118) a) No café, temos: $\text{pH} = 5 \Rightarrow \text{pOH} = 9 \Rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-9}$ mol/L

b) Para calcular o $[\text{H}^+]$ na "média", temos:

- vindo do café: $[\text{H}^+] = 10^{-5}$ mol/L \Rightarrow em 100 mL há 10^{-6} mol de H^+
- vindo do leite: $[\text{H}^+] = 10^{-6}$ mol/L \Rightarrow em 100 mL há 10^{-7} mol de H^+
- na "média":
 volume = 100 + 100 = 200 mL
 quantidade, em mols, de
 $[\text{H}^+] = 10^{-6} + 10^{-7} = 1 \cdot 10^{-6} + 0,1 \cdot 10^{-6} = (1 + 0,1) \cdot 10^{-6} = 1,1 \cdot 10^{-6}$
 Em 200 mL _____ 1,1 · 10⁻⁶ mol de H⁺
 Em 1.000 mL _____ x } x = 5,5 · 10⁻⁶ mol/L



b) Este é um problema de mistura de soluções, de acordo com o seguinte esquema:



$$m = \frac{m_1 V_1 + m_2 V_2}{V_1 + V_2} \Rightarrow 10^{-5} = \frac{10^{-6} \cdot 10^5 + 10^{-4} \cdot V_2}{10^5} \Rightarrow \boxed{V_2 \approx 9.000 \text{ L}}$$

120) O cálculo torna-se mais simples se considerarmos as quantidades de HCl e de NaOH em mols, porque:

- as quantidades de mols (n) podem ser calculadas rapidamente pela relação: $n = mV$;
- o HCl e o NaOH reagem na proporção 1 : 1 em mols, de modo que, considerando-se as quantidades de mols de HCl como **positivas** e as de NaOH como **negativas**, a própria soma algébrica nos dará, no final, a quantidade de mols resultante.

Assim fazendo, teremos:

a) seguindo a linha tracejada:

$$0,1 V - 0,1 V + 0,1 V - 0,1 V + 0,1 V - 0,2 V + 0,3 V - 0,4 V = -0,2 V$$

(o resultado **negativo** indica que a solução final é **básica**);

b) a concentração, em mol/L, da solução final do item a é:

$$m = \frac{n}{V} = \frac{0,2 V}{8 V} \Rightarrow \boxed{m = 0,025 \text{ mol/L em NaOH}}$$

c) seguindo a linha contínua:

$$0,1 V - 0,1 V + 0,2 V - 0,2 V + 0,3 V - 0,3 V + 0,4 V - 0,4 V = \text{zero}$$

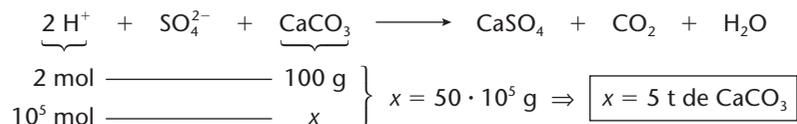
(considerando que a solução não contém excesso nem de HCl, nem de NaOH, podemos dizer que seu **pH é igual a 7**).

121) Devido ao H_2SO_4 , temos: $\text{pH} = 4 \Rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-4} \text{ mol/L}$

O volume de água é $10^6 \text{ m}^3 = 10^9 \text{ L}$; logo, teremos:

$$n = mV \Rightarrow n = 10^9 \cdot 10^{-4} \Rightarrow n = 10^5 \text{ mol de H}^+$$

Da equação, resulta:



122) Inicialmente devemos notar que o volume de HCl é o mesmo nos três experimentos — apenas o volume de NaOH varia. Considerando que o HCl e o NaOH reagem na proporção de 1 : 1 (em mols) e que a concentração (em mol/L) das soluções é a mesma, concluímos que:

- no experimento 1, a solução é **ácida**, de modo que a cor **amarela** indica **caráter ácido**;
- no experimento 2, a solução é **neutra**; a cor **verde** indica, pois, um **caráter neutro**;
- no experimento 3, a solução é **básica**; o que é indicado pela cor **azul**.

Assim sendo, temos:

a) em contato com o suco de limão, que é ácido, o indicador apresentará **cor amarela**;

b) misturando-se os reagentes do experimento 1 com os do experimento 3, teremos:



haverá, portanto, neutralização total entre o HCl e o NaOH — isto é, a solução final será neutra e o indicador apresentará **cor verde**.

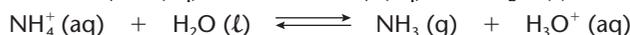
123) c) Tomando-se, por exemplo, o ponto pH = 8, temos:

- $\text{pH} = 8 \Rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-8} \text{ mol/L}$

- pelo gráfico: $[\text{ClO}^-] = [\text{HClO}]$

- portanto: $K_c = \frac{[\text{ClO}^-][\text{H}^+]}{[\text{HClO}]} \Rightarrow K_c = [\text{H}^+] = 10^{-8} \text{ mol/L}$

125) O cloreto de amônio existente nos três tubos de ensaio dá origem aos seguintes equilíbrios:



Qualquer substância básica poderá reagir com o H_3O^+ (aq), deslocando o segundo equilíbrio para a direita e provocando a liberação de NH_3 (g) — o que será constatado pelo forte odor da amônia. Ora, das três substâncias dadas (Na_2CO_3 , NaHCO_3 e Na_2SO_4), a mais básica é o Na_2CO_3 ($K_2 > K_3 > K_4$). Logo, é o Na_2CO_3 que provocará o odor mais forte de amônia (tubo 2).

126) a) No pH = 7,6, pois corresponde à curva superior, que indica maior porcentagem de O_2 transportado.

b) O NH_4Cl , por hidrólise, produz “reação ácida”, podendo portanto neutralizar soluções básicas; logo pode ser aplicado em casos de **alcalose**.

130) No início, o ácido forte (I) tem condutividade alta e o ácido fraco (II) tem condutividade baixa — isso exclui a alternativa a. Com o andamento da titulação (adição de NaOH), a concentração do ácido forte (I) diminui e a condutividade da solução diminui; enquanto isso, o ácido fraco (II) vai sendo substituído pelo seu sal e a condutividade da solução aumenta. O ponto de equivalência (fim da titulação) é caracterizada por uma inflexão da curva, **no mesmo volume de NaOH**, pois as quantidades de ácidos são iguais — isso exclui a alternativa b. Após a neutralização dos dois ácidos, as condutividades das duas soluções voltam a aumentar devido ao excesso de NaOH — isso exclui as alternativas d e e. Por exclusão, a resposta é **alternativa c**.

Capítulo 7 Equilíbrios heterogêneos

É importante que o aluno perceba bem a diferença entre um equilíbrio homogêneo e um heterogêneo, para evitar erros nas resoluções dos exercícios.

Exercícios (página 260)

2) Veja que a reação ocorre em um sistema heterogêneo. A concentração do enxofre não varia, durante a reação, por se tratar de um reagente **sólido** — é esse fato retratado pela horizontal III. O O_2 é gasto em função do tempo e está representado pela curva I; inversamente, o SO_2 é produzido e está representado pela curva II.

Alternativa c

4) $K_c = \frac{[\text{CO}_2]^3}{[\text{CO}]^3} \Rightarrow K_c = \frac{4,0^3}{5,4^3} \Rightarrow K_c = 0,4$ (nesse caso, $K_p = K_c = 0,4$, pois Δn é igual a zero)

Alternativa c

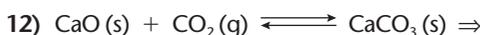


A p_{NH_3} é igual à p_{HCl} pois o NH_3 e o HCl se formam na proporção de 1 : 1 mol. Vamos então chamá-las de (x) atm e teremos:

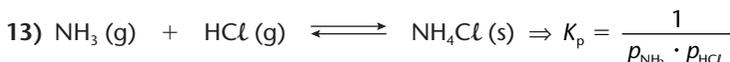
$$K_p = x \cdot x \Rightarrow x^2 = 0,25 \Rightarrow x = 0,5 \text{ atm}$$

A pressão total é portanto: $P = p_{\text{NH}_3} + p_{\text{HCl}} \Rightarrow P = 0,5 + 0,5 \Rightarrow P = 1,0 \text{ atm}$

Exercícios complementares (página 262)



$$\Rightarrow K_p = \frac{1}{p_{\text{CO}_2}} \Rightarrow K_p = \frac{1}{4,0 \cdot 10^{-2}} \Rightarrow \boxed{K_p = 25 \text{ atm}^{-1}}$$



Considerando que os volumes iniciais de NH_3 e HCl são iguais e que a reação se processa na proporção de 1 mol de NH_3 para 1 mol de HCl , concluímos que, no equilíbrio, $p_{\text{NH}_3} = p_{\text{HCl}}$. Como a pressão total ($P = p_{\text{NH}_3} + p_{\text{HCl}}$) é igual a 1 atm, concluímos que $p_{\text{NH}_3} = p_{\text{HCl}} = 0,5 \text{ atm}$.

Portanto, $K_p = \frac{1}{0,5 \cdot 0,5} \Rightarrow \boxed{K_p = 4 \text{ atm}^{-2}}$

15) $K_c = \frac{[\text{H}_2]^4}{[\text{H}_2\text{O}]^4} = 4,8 \cdot 10^{-2}$

Sendo $4,8 \cdot 10^{-2}$ menor que 1, concluímos que $\boxed{[\text{H}_2\text{O}] > [\text{H}_2]}$

Alternativa b

Exercícios (página 265)

17) Trata-se de um equilíbrio heterogêneo. Sendo assim, apenas variações das concentrações (ou pressões parciais) dos gases CO e CO_2 irão afetar o equilíbrio. No caso, o aumento da quantidade (ou da pressão parcial) do CO irá deslocar o equilíbrio no sentido da obtenção de ferro metálico.

Alternativa d

21) No laboratório, a reação $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CaCl}_2 \longrightarrow \text{CaCO}_3\downarrow + 2 \text{NaCl}$ praticamente só ocorre no sentido em que foi escrita (ou seja, praticamente não é reversível). Na natureza, porém, com o grande excesso de NaCl e **depois de um tempo bastante longo**, a reação inversa acaba ocorrendo.

Alternativa d

22) As pessoas X e Y consomem produtos ácidos: suco de laranja ($\text{pH} = 3$) e água com gás ($\text{pH} = 4$), respectivamente. O H^+ , presente nessas soluções, consome o OH^- do segundo membro da equação dada, deslocando o equilíbrio para a direita, ou seja, dissolvendo a hidroxiapatita.

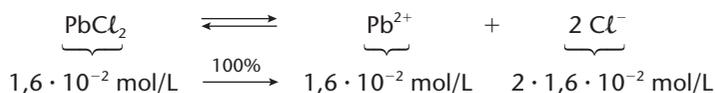
Alternativa c

25) Abrindo-se a garrafa de refrigerante, o CO_2 dissolvido sob pressão (solução supersaturada) tende a escapar. Isso provoca o deslocamento de todas as equações dadas para a esquerda, diminuindo, assim, a concentração do H^+ (aq) na última equação. A solução torna-se então **menos ácida**, isto é, o pH **aumenta** sem, contudo, atingir o valor 7, que seria o da água pura.

Alternativa a

Exercícios (página 271)

36) A reação de dissociação do cloreto de chumbo é:



Calculando-se o K_{ps} , temos:

$$K_{ps} = [\text{Pb}^{2+}][\text{Cl}^-]^2 \Rightarrow K_{ps} = (1,6 \cdot 10^{-2}) \cdot (2 \cdot 1,6 \cdot 10^{-2})^2 \Rightarrow \boxed{K_{ps} = 1,64 \cdot 10^{-5}}$$

Alternativa e

37) Solubilidade de $\text{CaCO}_3 = 13 \text{ mg/L} = 0,013 \text{ g/L}$

$$n = \frac{m}{M} \Rightarrow n = \frac{0,013}{100} \Rightarrow n = 1,3 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}][\text{CO}_3^{2-}] \Rightarrow K_{ps} = (1,3 \cdot 10^{-4}) \cdot (1,3 \cdot 10^{-4}) \Rightarrow K_{ps} = 1,69 \cdot 10^{-8}$$

Alternativa b

39) $\text{AgOH} \rightleftharpoons \text{Ag}^+ + \text{OH}^- \Rightarrow K_{ps} = [\text{Ag}^+][\text{OH}^-] = 1,0 \cdot 10^{-8}$

Sendo $[\text{Ag}^+] = [\text{OH}^-]$, temos:

$$K_{ps} = [\text{OH}^-][\text{OH}^-] \Rightarrow [\text{OH}^-]^2 = 1,0 \cdot 10^{-8} \Rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-4} \Rightarrow \text{pOH} = 4 \Rightarrow \text{pH} = 10$$

Alternativa c

42) $\underbrace{\text{BA}}_{\eta} \rightarrow \underbrace{\text{B}^+}_{\eta} + \underbrace{\text{A}^-}_{\eta} \Rightarrow K_{ps} = [\text{B}^+][\text{A}^-] = \eta^2 = 16 \cdot 10^{-9} \Rightarrow \eta^2 = 16 \cdot 10^{-10} \Rightarrow \eta = 4 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$

Sendo a massa molar 125 g/mol (dada), temos:

$$C = M\eta \Rightarrow C = 125 \cdot 4 \cdot 10^{-5} \Rightarrow C = 5 \cdot 10^{-3} \text{ g/L}$$

Concluimos então que:

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ L} = 1.000 \text{ mL} \text{ ————— } 5 \cdot 10^{-3} \text{ g} \\ 800 \text{ mL} \text{ ————— } x \end{array} \right\} x = 4 \cdot 10^{-3} \text{ g}$$

Alternativa c

44) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightleftharpoons 3 \text{Ca}^{2+} + 2 \text{PO}_4^{3-}$

Cálculo do K_{ps} :

$$K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}]^3[\text{PO}_4^{3-}]^2 \Rightarrow 1 \cdot 10^{-25} = [2 \cdot 10^{-3}]^3[\text{PO}_4^{3-}]^2 \Rightarrow [\text{PO}_4^{3-}]^2 = \frac{1 \cdot 10^{-25}}{8 \cdot 10^{-9}} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow [\text{PO}_4^{3-}]^2 = 0,125 \cdot 10^{-16} \Rightarrow [\text{PO}_4^{3-}] = 0,353 \cdot 10^{-8} \text{ mol/L} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow [\text{PO}_4^{3-}] = 3,53 \cdot 10^{-9} \text{ mol/L}$$

50) Como a reação é endotérmica, o aumento de temperatura (aquecimento do béquer) deslocará o equilíbrio para a direita, aumentando a solubilidade do CaSO_4 .

Alternativa d

51) O AgNO_3 reage com o Cl^- (aq) do segundo membro da equação dada, deslocando o equilíbrio para a direita, isto é, aumentando o rendimento da reação.

Alternativa b

Exercícios complementares (página 274)

53) A maior ou menor condutividade elétrica mede a maior ou menor solubilidade da substância (determina pelo seu K_{ps}). Pelos valores dos K_{ps} dados, a solubilidade está na ordem

$$\text{Ca}(\text{OH})_2 > \text{Mg}(\text{OH})_2 > \text{Zn}(\text{OH})_2$$

Alternativa b

54) Devemos observar que, nesse gráfico, todos os valores de concentração estão multiplicados por 10^5 . Assim, no ponto 1,0 do eixo das abscissas, temos:

$$[\text{SO}_4^{2-}] \cdot 10^5 = 1,0 \Rightarrow [\text{SO}_4^{2-}] = 10^{-5} \text{ mol/L}$$

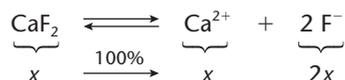
Analogamente, no ponto 1,0 das ordenadas, temos:

$$[\text{Ba}^{2+}] \cdot 10^5 = 1,0 \Rightarrow [\text{Ba}^{2+}] = 10^{-5} \text{ mol/L}$$

Logo, calculando o K_{ps} , temos:

$$K_{ps} = [\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}] = 10^{-5} \cdot 10^{-5} \Rightarrow K_{ps} = 10^{-10}$$

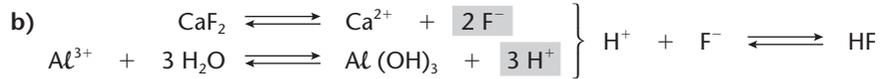
55) a) Seja (x) mol/L a concentração do CaF_2 ; temos então:



Calculando o K_{ps} , temos:

$$K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}][\text{F}^-]^2 \Rightarrow x \cdot 4x^2 = 3,2 \cdot 10^{-11} \Rightarrow x^3 = 8 \cdot 10^{-12} \Rightarrow x = 2 \cdot 10^{-4}$$

Portanto: $[F^-] = 2 \cdot 2 \cdot 10^{-4} \Rightarrow [F^-] = 4 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L} \Rightarrow [F^-] = 4 \cdot 10^{-4} \cdot 19 \text{ g/L} \Rightarrow$
 $\Rightarrow [F^-] = 7,6 \text{ mg/L} \Rightarrow [F^-] = 7,6 \text{ ppm} > 1 \text{ ppm}$



Sendo HF um ácido fraco, ele retira F^- do primeiro equilíbrio, deslocando-o para a direita, isto é, aumentando a solubilidade do CaF_2 .

57) Para a reação: $\text{PbCO}_3 \longrightarrow \text{Pb}^{2+} + \text{CO}_3^{2-}$, temos: $K_{ps} = [\text{Pb}^{2+}][\text{CO}_3^{2-}]$.

Sendo m a molaridade da solução saturada, temos:

$$K_{ps} = m \cdot m \Rightarrow m = 4 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$$

Da relação $m = \frac{m}{MV}$, resulta: $V = \frac{2,67}{267 \cdot 4 \cdot 10^{-7}} \Rightarrow V = 2,5 \cdot 10^4 \text{ L}$

Alternativa a

59) Foram dados:

$K_{ps} =$	$[\text{Co}^{2+}]$	$[\text{S}^{2-}] = 5 \cdot 10^{-22}$
$K_{ps} =$	$[\text{Cd}^{2+}]$	$[\text{S}^{2-}] = 1,0 \cdot 10^{-28}$
$K_{ps} =$	$[\text{Zn}^{2+}]$	$[\text{S}^{2-}] = 1,2 \cdot 10^{-23}$
$K_{ps} =$	$[\text{Cu}^{2+}]$	$[\text{S}^{2-}] = 9,0 \cdot 10^{-37}$
$K_{ps} =$	$[\text{Mn}^{2+}]$	$[\text{S}^{2-}] = 7,0 \cdot 10^{-16}$

(todos iguais a 0,1 mol/L)

Sendo assim, pode-se concluir, mesmo sem completar os cálculos, que o primeiro sulfeto a precipitar será o CuS , cujo K_{ps} é o menor dentre os valores dados.

Alternativa a

60) $\text{CaCO}_3 \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} \Rightarrow K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}][\text{CO}_3^{2-}] = 5 \times 10^{-9}$

Em 1 L de água, temos: $\left\{ \begin{array}{l} 0,005 \text{ mol de CaCl}_2 \Rightarrow 5 \times 10^{-3} \text{ mol de Ca}^{2+} \\ 0,02 \text{ mol de Na}_2\text{CO}_3 \Rightarrow 2 \times 10^{-2} \text{ mol de CO}_3^{2-} \end{array} \right.$

Multiplicando as concentrações em mol/L de Ca^{2+} e CO_3^{2-} , encontramos:

$$5 \times 10^{-3} \cdot 2 \times 10^{-2} = 1 \times 10^{-4} > K_{ps}$$

Ocorre, portanto, a precipitação de CaCO_3 .

Alternativa a

61) a) O mais indicado é o íon sulfeto (S^{2-}), pois o K_{ps} do sulfeto de chumbo (4×10^{-28}) é o menor dos K_{ps} dados, o que produzirá a maior precipitação possível do Pb^{2+} .

b) $K_{ps} = [\text{Pb}^{2+}][\text{S}^{2-}] \Rightarrow [\text{Pb}^{2+}] \cdot [1 \times 10^{-3}] = 4 \times 10^{-28} \Rightarrow [\text{Pb}^{2+}] = 4 \times 10^{-25} \text{ mol/L}$

62) Na solução 10^{-3} M de MgCl_2 : $[\text{Mg}^{2+}] = 10 \text{ mol/L}$

O K_{ps} do $\text{Mg}(\text{OH})_2$ é dado por $[\text{Mg}^{2+}][\text{OH}^-]^2$ e vale 10^{-11} ; assim, temos:

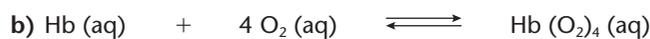
$$10^{-3} \cdot [\text{OH}^-]^2 = 10^{-11} \Rightarrow [\text{OH}^-]^2 = 10^{-8} \Rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-4} \text{ mol/L} \Rightarrow \text{pOH} = 4 \text{ e } \text{pH} = 10$$

Desafio (página 278)

76) a) Em 100 mL de sangue, há 15 g de hemoglobina que reagem com 22,5 mL de O_2 .

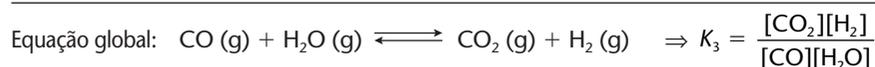
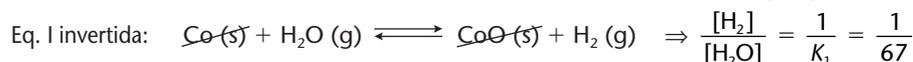
Portanto:

$$\left. \begin{array}{l} 25.000 \text{ mL} \text{ ————— } 1 \text{ mol} \\ 22,5 \text{ mL} \text{ ————— } n \end{array} \right\} n = 9 \cdot 10^{-4} \text{ mol de O}_2$$



$$\left. \begin{array}{l} M \text{ ————— } 4 \cdot 25.000 \text{ mL} \\ 15 \text{ g} \text{ ————— } 22,5 \text{ mL} \end{array} \right\} M = 66.666 \text{ g/mol}$$

c) O 2º equilíbrio dado, caminhando para a direita, consome $\text{O}_2(\text{aq})$, que provém do 1º equilíbrio. Ao ser gasto este $\text{O}_2(\text{aq})$, o 1º equilíbrio é também deslocado para a direita, o que significa maior dissolução de $\text{O}_2(\text{g})$ no sangue do que na água.



Note que multiplicando K_2 por $\frac{1}{K_1}$, teremos K_3 . Portanto:

$$\frac{[\text{CO}_2][\text{H}_2]}{[\text{CO}][\text{H}_2\text{O}]} = K_3 \Rightarrow K_3 = 490 \cdot \frac{1}{67} \Rightarrow \boxed{K_3 = 7,3}$$

b) **Aumento de temperatura:** desloca o equilíbrio para a esquerda, diminuindo o rendimento da reação em relação ao H_2 .

Catalisador: não influi no ponto de equilíbrio, não altera o rendimento da reação em relação ao H_2 .

Pressão: não influi no ponto de equilíbrio, pois as quantidades em mol são iguais nos dois sentidos da equação, ou seja, não há variação de volume (quantidade de mols).

80) A adição de $\text{Pb}(\text{SCN})_2$ **sólido** não provoca deslocamento do equilíbrio e, portanto, não altera as concentrações de Pb^{2+} (aq) e de SCN^- (aq).

Alternativa c

81) Se a perda de CO_2 torna as cascas dos ovos mais finas, o lógico é repor CO_2 com água enriquecida de CO_2 .

Alternativa c

82) A fluoretação desloca o segundo equilíbrio para a direita, com a diminuição da $[\text{Ca}^{2+}]$ e da $[\text{PO}_4^{3-}]$. Isso irá provocar o deslocamento do primeiro equilíbrio também para a direita. Portanto é incorreta a **alternativa c**.

85) a) A horizontal correspondente à concentração 0,2 mol/L encontra a curva do $\text{Al}(\text{OH})_3$ aproximadamente no ponto de $\text{pH} = 3,5$.

b) No intervalo entre $\text{pH} = 2,0$ — ponto em que começa a curva do $\text{Fe}(\text{OH})_3$ — e $\text{pH} = 3,4$ — no qual termina a curva do $\text{Al}(\text{OH})_3$ —, somente o $\text{Fe}(\text{OH})_3$ irá precipitar, quaisquer que sejam as concentrações de Fe^{3+} e Al^{3+} existentes na solução.

c) Não, pois o pH da água (7) é muito alto para a solubilização desses sais, de acordo com as curvas dadas.

86) a) Para o equilíbrio $\text{HgS}(s) \rightleftharpoons \text{Hg}^{2+}(aq) + \text{S}^{2-}(aq)$, temos: $K_{ps} = [\text{Hg}^{2+}][\text{S}^{2-}]$.

Em uma solução de HgS , temos: $[\text{Hg}^{2+}] = [\text{S}^{2-}]$; chamando esse valor de m , temos:

$$K_{ps} = m^2 = 9 \cdot 10^{-52} \Rightarrow m = 3 \cdot 10^{-26} \text{ mol/L}$$

Com essa solubilidade, e considerando que 1 mol de íons tem $6 \cdot 10^{23}$ íons, podemos estabelecer a seguinte proporção:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ L (ou } 1 \text{ dm}^3) \text{ ————— } 3 \cdot 10^{-26} \cdot 6 \cdot 10^{23} \text{ íons Hg}^{2+} \\ x \text{ ————— } 1 \text{ íon Hg}^{2+} \end{array} \left. \vphantom{\begin{array}{l} 1 \text{ L (ou } 1 \text{ dm}^3) \\ x \end{array}} \right\} \boxed{x = 55,5 \text{ dm}^3 \text{ de água}}$$

b) Cálculo do volume de água necessário para solubilizar um mol de HgS :

$$\begin{array}{l} 1 \text{ dm}^3 \text{ ————— } 3 \cdot 10^{-26} \text{ mol de HgS} \\ y \text{ ————— } 1 \text{ mol de HgS} \end{array} \left. \vphantom{\begin{array}{l} 1 \text{ dm}^3 \\ y \end{array}} \right\} \boxed{y = 3,33 \cdot 10^{25} \text{ dm}^3 \text{ de água}}$$

Como o volume de água existente na Terra é de $1,4 \cdot 10^{21} \text{ dm}^3$ (menor, portanto, que o encontrado acima), concluímos que toda a água da Terra é insuficiente para dissolver 1 mol de HgS .

Proposta de atividade

Algumas cópias da notícia a seguir podem ser distribuídas entre grupos de alunos ou, então, pode-se ler a notícia para a classe.

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

CO₂ fará acidez do oceano bater recordes

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 forma 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 coisas 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.”

Para chegar a essa conclusão, a equipe de Caldeira construiu modelos para calcular qual a concentração de gás carbônico nos oceanos no passado — desde 300 milhões de anos atrás — e no futuro — até o ano 3000.

O histórico dos gás carbônico marinho foi levantado com base em estimativas de modelos geoquímicos, combinados com provas retiradas de fósseis vegetais e do estudo de minerais. Já a previsão para os próximos mil anos foi construída com base em modelos matemáticos, no histórico recente e nas quantidades estimadas de combustíveis fósseis ainda existentes na natureza.

Segundo os resultados de Caldeira e sua equipe, descontados grandes eventos catastróficos — como, por exemplo, o impacto do asteroide que levou à extinção dos dinossauros, há 65 milhões de anos —, nos quais é muito difícil dizer o que aconteceu, dentro dos próximos 300 anos o oceano alcançará os maiores níveis de acidez dos últimos 300 milhões de anos.

Baixo pH

O pH, escala de acidez que vai de 0 a 14 (quanto mais baixo, mais ácido), deve chegar a seu mínimo em algumas partes do oceano por volta do ano 2300. Hoje, o pH da água oceânica próxima à superfície está em torno de 8. Daqui a 300 anos, ele pode chegar a 7,4. O desequilíbrio que essa mudança causará na cadeia alimentar marinha pode levar a uma tragédia de enormes proporções, não só no fundo do mar, mas também na superfície.

“Na verdade, é difícil dizer o que irá acontecer depois. A biologia marinha ainda não fez muitos estudos sobre os efeitos biológicos de um grande aumento da concentração de gás carbônico na água do mar. De qualquer forma, será problemático”, diz Caldeira.

O que fazer, então, para impedir essa catástrofe? Segundo o cientista, não há muita coisa a fazer além de acabar completamente com a queima de combustíveis fósseis.

Medidas como as previstas pelo Protocolo de Kyoto, como a redução gradual das emissões de gás carbônico, não surtiriam o efeito necessário: para que o ambiente possa se adaptar tranquilamente ao aumento de gás carbônico e os organismos marinhos não sofram, o tanto de gás que será emitido nos próximos 300 anos deveria ser liberado em um intervalo mínimo de 10 mil anos.

“Na verdade, diminuir a velocidade das emissões de CO₂ contribuiria muito pouco para mitigar o efeito trágico. Essa velocidade teria de ser muito menor para evitar o grande aumento de acidez. A única solução seria mesmo substituir os combustíveis fósseis por outra forma de obtenção de energia”, afirma Caldeira.

O cientista criticou os critérios científicos do Protocolo de Kyoto. “No acordo, os efeitos dos gases só são considerados a curto prazo. Kyoto deveria ser revisto”, diz.

O estudo da equipe do pesquisador sai publicado na edição de hoje da revista científica *Nature* (www.nature.com).

MARINHO, Marcus Vinicius. *Folha Ciência*, *Folha de S. Paulo*, quinta-feira, 25 de setembro de 2003.

Faça o aluno notar os trechos da notícia que estão relacionados com a Físico-Química.

Depois, faça algumas perguntas como, por exemplo:

— O que a queima dos combustíveis fósseis vem causando para muitas formas de vida marinha?

— Como o gás carbônico pode aumentar a acidez da água? Peça que equacionem quimicamente.

— Qual é o valor, atualmente, do pH da água oceânica próxima à superfície? Qual é o valor estimado para o pH daqui a 300 anos?

Então lance um desafio para os grupos, peça que procurem a(s) explicação(ões) química(s) de como o aumento de gás carbônico dissolvido no oceano dificulta a formação de esqueletos e conchas de carbonato de cálcio.

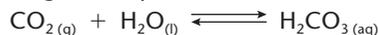
Acompanhamento e avaliação

Baseando-se no texto da proposta de atividade, peça que os grupos entreguem, por escrito, a(s) explicação(ões) química(s) de como o aumento de gás carbônico dissolvido no oceano dificulta a formação de esqueletos e conchas de carbonato de cálcio.

Após a avaliação dos trabalhos escritos por parte dos alunos, discuta com eles todos os trabalhos e as possíveis explicações químicas para o fato.

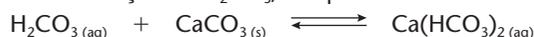
Conclua, junto aos alunos, que uma das explicações poderia ser dada por meio do deslocamento do equilíbrio químico.

Com aumento de CO_2 na água, o equilíbrio



é deslocado para a direita, ou seja, com a formação de H_2CO_3 , aumentando assim a concentração de ácido carbônico no oceano.

Aumentando-se a concentração de H_2CO_3 , o equilíbrio



desloca-se para a direita, no sentido do aumento de concentração de $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, ou seja, no sentido de aumentar a dissolução do carbonato de cálcio, comprometendo assim a formação de esqueletos e conchas calcárias.

Capítulo 8 Eletroquímica — oxi-redução e pilhas elétricas

As primeiras páginas deste capítulo repetem um assunto já visto no volume 1 — Química Geral. A critério do professor e, em função do nível de cada classe, esse assunto deverá ser mais ou menos aprofundado. Isso porque a familiaridade com as reações de oxi-redução é fundamental para o bom entendimento dos fenômenos que ocorrem nas pilhas e baterias elétricas e nos processos de eletrólise.

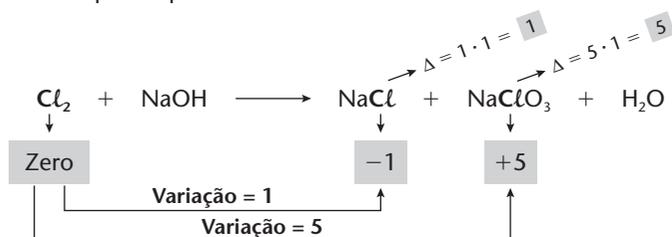
O balanceamento por oxi-redução, porém, foi transferido do primeiro para este volume, o que atende ao pedido de muitos professores que consideravam este assunto um tanto complicado para os alunos da 1ª série.

Exercícios (página 291)

13) No $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ (oxalato de sódio: $\text{NaOOC} - \text{COONa}$), o N_{ox} do carbono é +3 e do CO_2 é +4. Trata-se de uma oxidação, indicando que o carbono, ou melhor, o $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ age como redutor.

Alternativa b

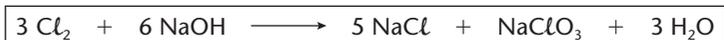
18) Este é o primeiro exemplo de **auto-oxi-redução**: uma parte do Cl_2 ($N_{\text{ox}} = \text{zero}$) irá reduzir-se para o NaCl (cloro com $N_{\text{ox}} = -1$) e outra parte do cloro irá oxidar-se para o NaClO_3 (cloro com $N_{\text{ox}} = +5$). Torna-se necessário, portanto, iniciar o balanceamento pelo segundo membro da equação, pois somente aí os átomos de cloro que se oxidam estão separados daqueles que se reduzem. Temos então:



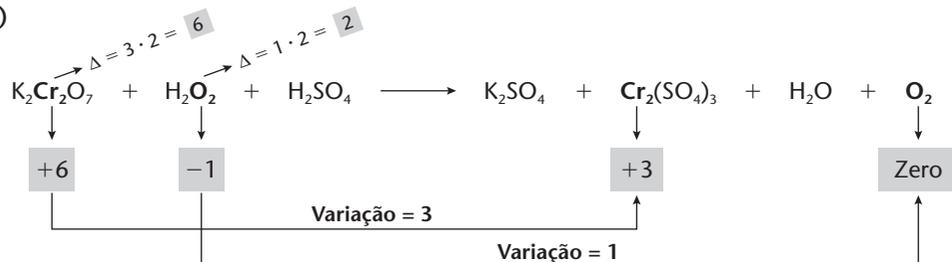
Utilizando agora a regra do *xis*, temos:



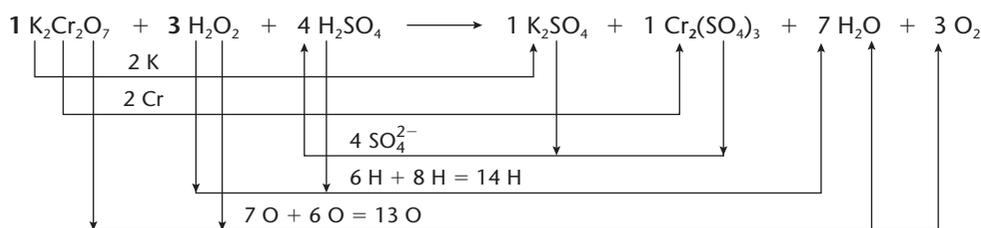
Assim, chegamos ao final do balanceamento:



19)



Simplificando por 2, usando a regra do *xis* e completando o balanceamento, temos:

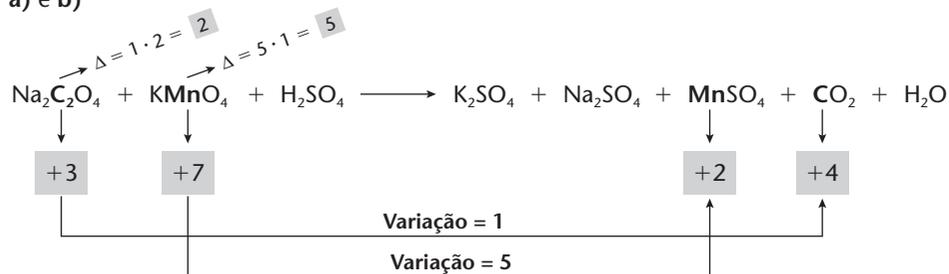


Portanto, a equação balanceada é dada por:



Exercícios complementares (página 293)

24) a) e b)

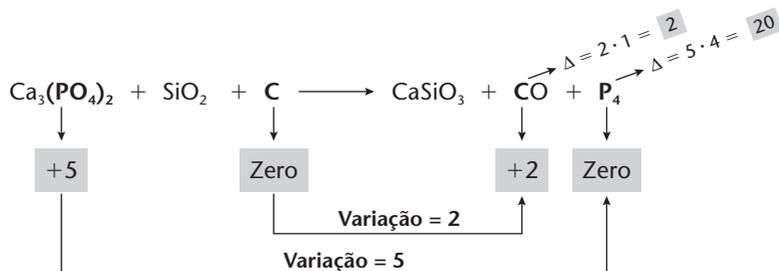


Do esquema acima, concluímos que o KMnO_4 é o agente oxidante (o N_{ox} varia de +7 para +2) e o $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ é o agente redutor (o N_{ox} varia de +3 para +4).

Acertando os coeficientes da equação acima, temos:



25)

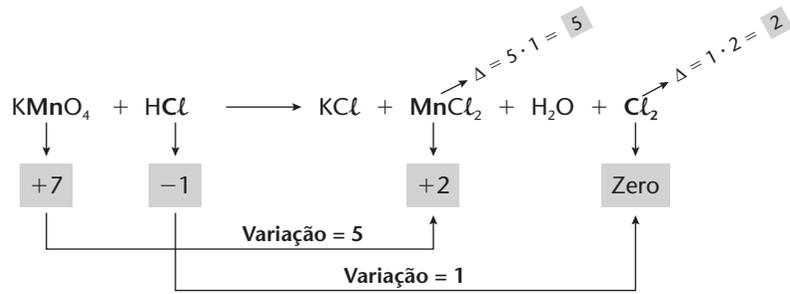


Acertando os coeficientes da equação acima, temos:



Alternativa d

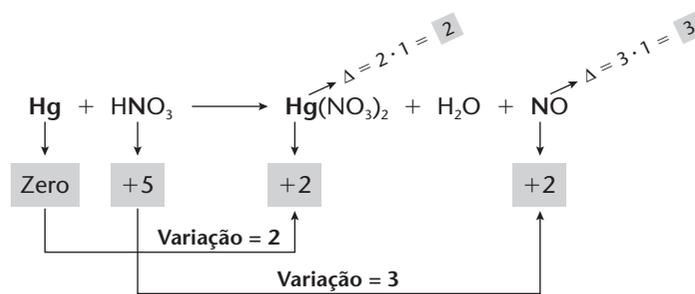
27) a)



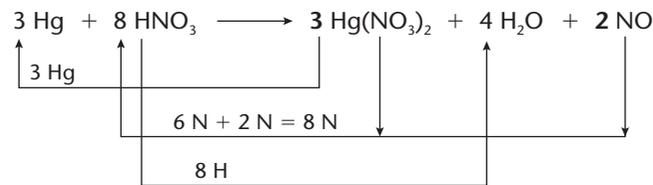
Acertando os coeficientes da equação acima, temos:



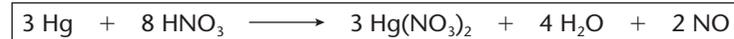
b)



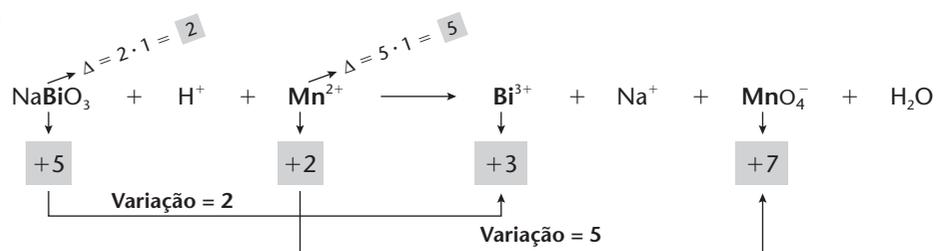
Aplicando a regra do xis e completando o balanceamento, temos:



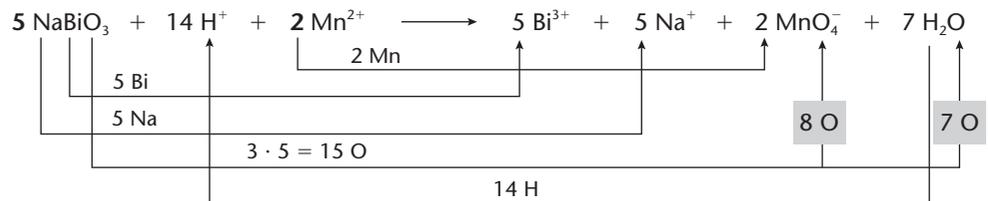
Portanto, a equação balanceada é dada por:



31)



Aplicando a regra do xis e completando o balanceamento, temos:



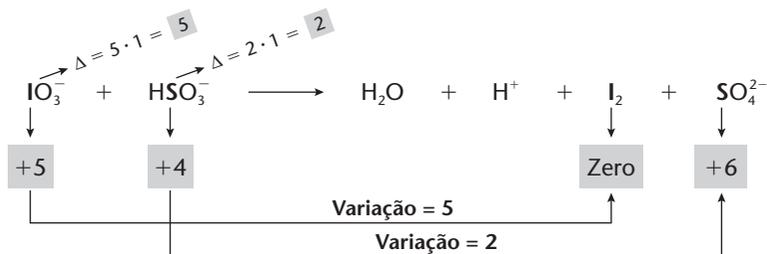
Verificação das cargas elétricas:

- no 1º membro: $+14 + 4 = +18$
 - no 2º membro: $+15 + 5 - 2 = +18$
- Igualdade

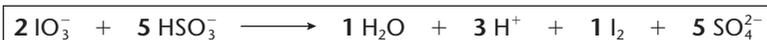
Portanto a equação balanceada é dada por:



32)



Completando o balanceamento teremos:



Verificação das cargas elétricas:

- no 1º membro: $-2 - 5 = -7$
- no 2º membro: $+3 - 10 = -7$

Assim, temos que somente as alternativas II, III e IV são verdadeiras.

Alternativa b

Atividades práticas (página 299)

Todas as atividades representam exemplos de pilhas que funcionam de modo semelhante à pilha de Daniell.

- 1ª O sulfato cúprico pode ser comprado em loja de ferragens ou em loja de produtos para piscinas. O zinco pode ser adquirido em lojas de ferragens ou o professor poderá desmontar uma pilha comum gasta (retire o envoltório de papel e se chegará ao corpo da pilha, que é de zinco).

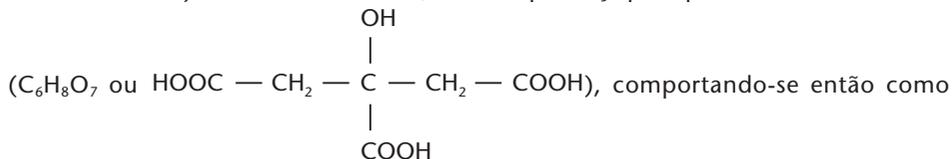
A reação é a seguinte:



As semi-reações que ocorrem são:



- 2ª O limão e a laranja contêm sucos ácidos, devido à presença principalmente do ácido cítrico



solução eletrolítica. Se necessário, utilizar um ou dois limões adicionais.

- 3ª Ocorre uma reação de deslocamento (oxi-redução), na qual o Al (mais reativo) desloca a prata.



- 4ª O objetivo deste experimento é visualizar a migração do íon permanganato.

Exercícios (página 300)

- 39) Lembre-se sempre de que a reação de qualquer pilha é uma reação química como outra qualquer. Nesta questão, a reação global é:



Havendo **mais reagentes**, logicamente a "vida" da reação é mais longa. Portanto:

- é correta, pois fala em eletrodo maior de Zn (isto é, maior quantidade do reagente Zn).
- é incorreta, pois o Cu é produto.
- é correta, pois solução concentrada de CuSO_4 contém maior quantidade de CuSO_4 (além de deslocar o equilíbrio para a direita).

- 62) Têm maior tendência a serem encontrados na **forma oxidada** os metais mais reativos, isto é, os que têm o valor de E^0 "mais negativo", como o chumbo (Pb), o cádmio (Cd) e o cromo (Cr).

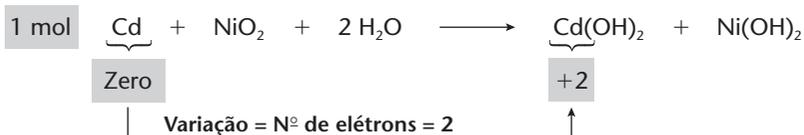
Alternativa d

- 63) Para guardar uma solução aquosa de SnCl_2 , em que existe Sn^{2+} , temos:
- ferro, que **não** pode ser usado, pois $E_{\text{Fe}}^0 = -0,44 < E_{\text{Sn}}^0 = -0,14$, isto é, o ferro é **melhor** redutor que o estanho, ocorrendo então: $\text{Fe}^0 + \text{Sn}^{2+} \longrightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{Sn}^0$, ou seja, a corrosão do recipiente de ferro;
 - ferro revestido de zinco **não**, pois $E_{\text{Zn}}^0 = -0,76 < E_{\text{Fe}}^0 = -0,44$;
 - ferro revestido de estanho **sim**, pois não há reação: $\text{Sn}^0 + \text{Sn}^{2+}$;
 - cobre **sim**, pois $E_{\text{Cu}}^0 = +0,34 > E_{\text{Sn}}^0 = -0,14$ e não há reação: $\text{Sn}^{2+} + \text{Cu}$.

Alternativa c

Exercícios (página 322)

- 75) A resposta sai diretamente da equação dada (em que só falta acertar o coeficiente do H_2O , que, na realidade, não interessa à nossa discussão):



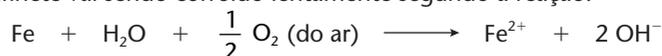
Alternativa c

Exercícios complementares (página 323)

- 81) Nesta questão as alternativas **b**, **d** e **e** são automaticamente descartadas, pois não obedecem à igualdade das cargas elétricas totais nos seus primeiro e segundo membros. A alternativa **c**, no qual o Cd se reduz e o Ni se oxida, também está errada, pois, na pilha de níquel-cádmio, ocorre o inverso, que é a **alternativa a** e que está de acordo com os E^0 dados.

Atividades práticas (página 327)

- 1ª O ferro do alfinete vai sendo corroído lentamente segundo a reação:



O Fe^{2+} se forma, preferencialmente, nas extremidades do alfinete (anodo), onde aparece a cor azul devido à reação:



O OH^- é liberado, principalmente ao longo do corpo do alfinete, provocando a cor vermelha na fenolftaleína.

- 2ª Os pregos irão oxidar-se tão mais rapidamente quanto maior for o contato deles com o O_2 e com o H_2O , sendo assim:
- entre os três primeiros, o 3º prego deverá oxidar-se mais rapidamente do que o 1º, e este, mais rapidamente do que o 2º;
 - entre os três últimos, o 6º prego (que está na presença do eletrólito, NaCl) deverá oxidar-se mais rapidamente do que o 4º, e este, mais rapidamente do que o 5º.
- 3ª Normalmente deverá ocorrer o seguinte:
- no 1º tubo, o prego enferruja normalmente;
 - no 2º tubo, o prego enferruja mais lentamente, pois a oxidação preferencial será a do zinco ($\text{Zn}^0 \longrightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$);
 - no 3º tubo, o prego irá enferrujar ainda mais lentamente, pois a oxidação do magnésio é mais rápida que a do zinco ($E_{\text{Mg}}^0 < E_{\text{Zn}}^0$); podemos dizer que, no 2º e no 3º tubo, o zinco e o magnésio agem como "metal de sacrifício", protegendo o ferro;
 - no 4º tubo, o prego sofrerá o enferrujamento mais rápido do que nos outros três casos, pois o potencial de redução do cobre (+0,34 V) é maior que o do ferro (-0,44 V) — em outras palavras, é o ferro que age como "metal de sacrifício" em relação ao cobre.

Desafio (página 330)

92) a) A reação química espontânea ocorre no frasco II.

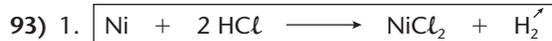


b) No frasco III, há 304 g de FeSO_4 ; logo: $n = \frac{m}{M} \Rightarrow n = \frac{304}{152} \Rightarrow n = 2 \text{ mol de } \text{FeSO}_4$

Essa quantidade está dissolvida em 2 L de solução (dado do problema); portanto a molaridade da solução será: $m_l = \frac{n}{V} \Rightarrow m_l = \frac{2}{2} \Rightarrow m_l = 1 \text{ mol/L}$

No frasco I, do mesmo modo, a solução de ZnSO_4 — que tem a mesma concentração de mol/L (dado do problema) — terá 1 mol de ZnSO_4 , ou seja,

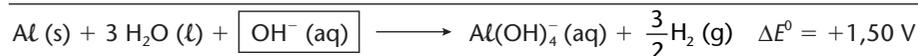
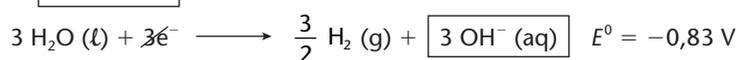
161 gramas de ZnSO_4 por litro de solução .



3. 1ª evidência: formação de bolhas gasosas devido à liberação de H_2 .

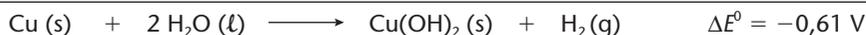
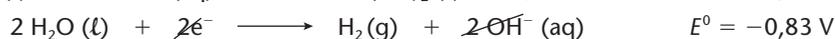
2ª evidência: coloração esverdeada da solução final (NiCl_2).

94) a) • Para os objetos de alumínio, temos:



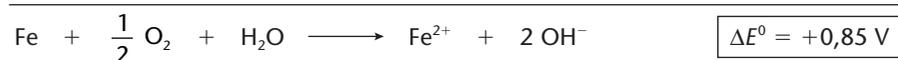
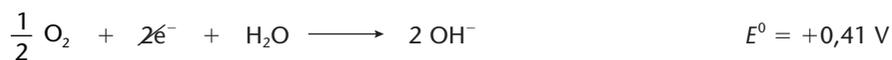
Sendo $\Delta E^0 > 0$, a reação é espontânea; portanto o objeto de alumínio será corroído pela solução alcalina.

• Para os objetos de cobre, temos:



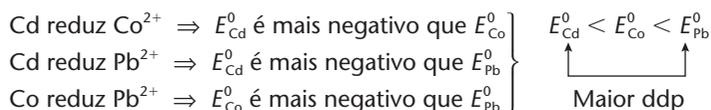
Sendo $\Delta E^0 < 0$, a reação não é espontânea; indicando que o objeto de cobre poderá ser lavado pela solução alcalina, sem sofrer corrosão.

b) O alumínio é o melhor redutor, pois tem o menor potencial de redução.

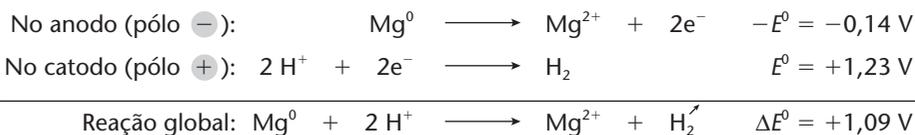


b) Porque o oxigênio tem o potencial de redução mais elevado.

97) Pela tabela dada, concluímos que:



103) As reações são:



Portanto, à medida que a reação ocorre, teremos:

- I. diminuição da $[\text{H}^+]$ e portanto aumento de pH;
- II. gasto (diminuição) da quantidade de Mg^0 ;
- III. massa de cobre constante, pois ele não participa da reação (eletrodo inerte).

Alternativa e

Atividades práticas (página 347)

- 1º Junto ao pólo \ominus (ramo A do tubo em U), acumula-se o KOH e você verá a cor vermelha da fenolftaleína; junto ao pólo \oplus (ramo B), forma-se o I_2 , que, com o amido, dá uma coloração que vai do azul ao preto. Aliás, mesmo sem o tubo em U, você pode improvisar a experiência com um papel de filtro, molhado com solução aquosa contendo KI, fenolftaleína e amido.
- 2º Usando o mesmo tubo em U mencionado no experimento anterior, você poderá fazer várias outras eletrólises. Um exemplo interessante é colocar, no tubo, uma solução aquosa de CuSO_4 (que se compra em lojas de ferragem) e amarrar no pólo negativo uma moeda limpa. Nesse pólo vai ocorrer: $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Cu}^0$; e o cobre formado recobrirá a moeda, deixando-a com a cor característica do cobre.

Acompanhamento e avaliação

Elabore um projeto em que o objetivo principal seja a sensibilização e a conscientização da comunidade no que diz respeito ao descarte de pilhas e baterias usadas.

Para isso, peça que os alunos pesquisem a fim de responder algumas perguntas sobre coleta de pilhas e baterias:

- Por que as baterias e as pilhas usadas são consideradas um risco para o meio ambiente e para as pessoas?
- Qual o destino das pilhas e das baterias usadas em sua cidade?
- Existe alguma lei ou projeto de lei, em sua cidade, que previna os riscos do descarte inadequado de pilhas e baterias ao meio ambiente e às pessoas?
- Se existe uma lei, como fazer valer essa lei?
- Existe reciclagem de baterias usadas em sua cidade? Se não existir, tente saber o porquê.

Peça que eles façam cartazes informativos e educativos sobre o tema para sensibilizar a comunidade onde vivem e, se possível, que tentem sensibilizar a prefeitura da cidade.

Tente encontrar, junto à sua comunidade, saídas para o descarte de pilhas e baterias que não prejudiquem o meio ambiente.

O site a seguir traz os endereços de alguns postos de coleta de pilhas e baterias em todo Brasil: <http://www.mma.gov.br/port/sqa/prorisc/pilhasba/coleta/corpo.html>

Capítulo 9 Eletroquímica — eletrólise

Neste capítulo, os dois itens mais difíceis aos alunos são:

- Prioridade de descarga dos íons
- A estequiometria das pilhas e da eletrólise

Sendo assim, deve-se dar uma atenção especial aos exercícios desses dois itens.

Exercícios (página 348)

- 7) • No pólo \oplus (onde está a chapa de Ni) ocorre:

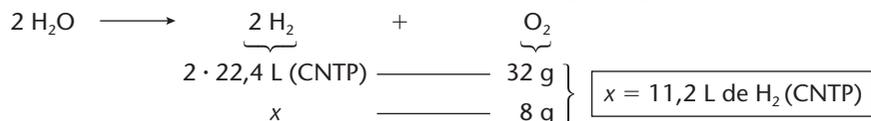
$$\text{Ni}^0 \longrightarrow \text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^- \text{ (item III correto)}$$
 Essa equação representa a oxidação do Ni (item II correto), ou seja, a corrosão do próprio eletrodo (item IV correto).
- No pólo \ominus (onde está a chave) ocorre:

$$\text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Ni}^0 \text{ (item I correto)}$$
 Nesse caso, a chave é recoberta por níquel, e não corroída (item V errado).

Alternativa b

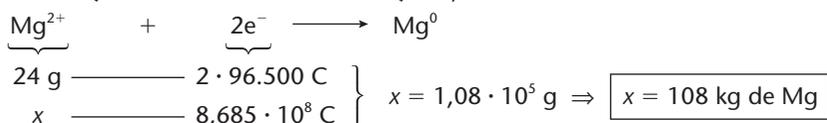
Exercícios (página 355)

- 22) Neste caso, ocorre decomposição eletrolítica apenas da água, segundo:



Alternativa c

- 24) $Q = i \cdot \Delta t \Rightarrow Q = 48.250 \cdot 5 \cdot 60 \cdot 60 \Rightarrow Q = 8,685 \cdot 10^8 \text{ C}$



Alternativa a

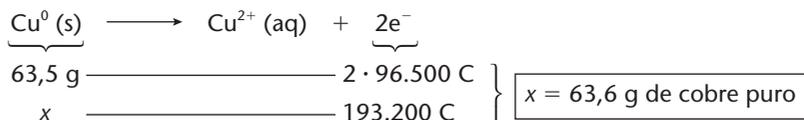
- 25) $\text{Ni}^{2+} + \underbrace{2\text{e}^-}_{2 \cdot 96.500 \text{ C}} \longrightarrow \underbrace{\text{Ni}^0}_{59 \text{ g}}$
- $$\left. \begin{array}{l} Q \\ 0,59 \text{ g} \end{array} \right\} Q = 1.930 \text{ C}$$
- $$Q = i \cdot \Delta t \Rightarrow 1.930 = 19,3 t \Rightarrow t = 100 \text{ s}$$

- 26) $\underbrace{\text{Me}^{x+}}_{119 \text{ g}} + \underbrace{x\text{e}^-}_{(96.500 \cdot x) \text{ C}} \longrightarrow \text{Me}^0$
- $$\left. \begin{array}{l} 2,975 \text{ g} \\ 9.650 \text{ C} \end{array} \right\} x = 4$$

- 27) Carga de um elétron = $1,602 \times 10^{-19} \text{ C}$
 Um mol de elétrons = $6,023 \times 10^{23}$ elétrons
 Carga de um mol de elétrons = $1,602 \times 10^{-19} \cdot 6,023 \times 10^{23} = 9,6488 \times 10^4 = 96.488$
 $\approx 96.500 \text{ C}$

Alternativa e

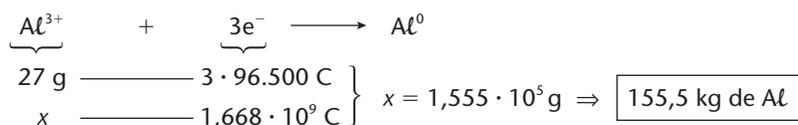
- 31) $Q = i \cdot \Delta t \Rightarrow Q = 10 \cdot 19.320 \Rightarrow Q = 193.200 \text{ C}$
 Usando **qualquer uma** das duas semi-reações dadas, temos:



Como a massa de barra impura é de 100 g, temos:

$$100 - 63,6 \Rightarrow 36,4 \text{ g de impurezas}$$

- 33) Um dia = 24 horas \cdot 3.600 segundos = 86.400 segundos
 $Q = i \cdot \Delta t \Rightarrow Q = 19.300 \cdot 86.400 \Rightarrow Q \approx 1,668 \cdot 10^9 \text{ C}$

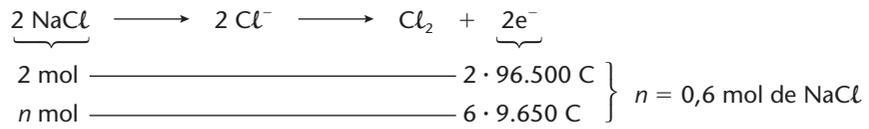


$$\left. \begin{array}{l} \text{Se a eficiência fosse de 100\% — 155,5 kg de Al} \\ \text{Sendo de 90\% — } y \end{array} \right\} y = 139,95 \Rightarrow \boxed{y \approx 140 \text{ kg de Al}}$$

Alternativa e

Esta questão mostra, de forma numérica, como é grande o consumo de eletricidade na produção de alumínio; por isso é muito importante sua reciclagem.

35) Nessa eletrólise, temos: $Q = i \cdot \Delta t \Rightarrow Q = 6 \cdot 9.650 \text{ C}$



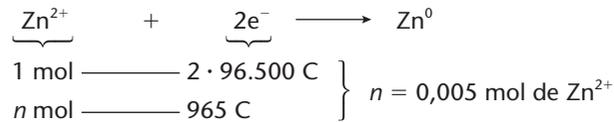
Portanto a molaridade será: $m_l = \frac{n}{V} \Rightarrow m_l = \frac{0,6}{0,2} \Rightarrow \boxed{m_l = 3 \text{ mol/L}}$

36) • Cálculo da quantidade de Zn^{2+} na solução inicial (isto é, antes da eletrólise):

$$2,841 \text{ g de Zn(NO}_3)_2 \text{ contêm: } n = \frac{m}{M} \Rightarrow n = \frac{2,841}{189,4} \Rightarrow n = 0,015 \text{ mol de Zn(NO}_3)_2$$

Considerando que 1 mol de $\text{Zn(NO}_3)_2$ corresponde a 1 mol de Zn^{2+} , podemos dizer que, na solução inicial, havia 0,015 mol de Zn^{2+} .

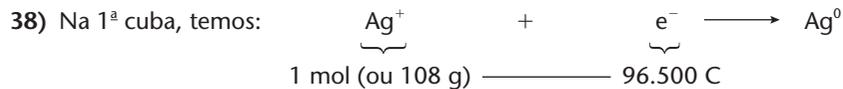
• Cálculo de Zn^{2+} consumido, na eletrólise, pela equação:



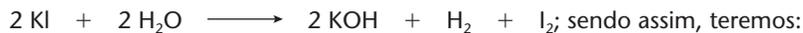
Sobra de Zn^{2+} , após a eletrólise: $0,015 \text{ mol} - 0,005 \text{ mol} = 0,010 \text{ mol de Zn}^{2+}$.

Considerando que essa quantidade está presente em 100 mL (ou 0,1 L) de solução, temos:

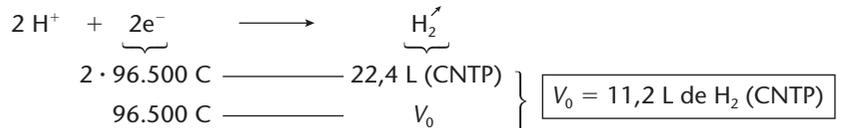
$$m_l = \frac{n}{V} = \frac{0,010}{0,1} \Rightarrow \boxed{m_l = 0,1 \text{ mol/L}}$$



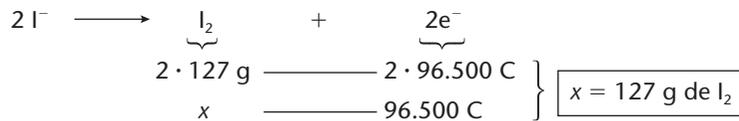
Conseqüentemente, na 2ª cuba, vão passar também 96.500 C, que irão provocar a reação:



• no pólo negativo (catodo) será liberado o H_2 de acordo com:

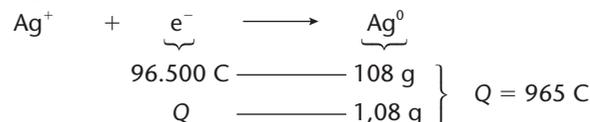


• no pólo positivo (anodo) será liberado o I_2 , de acordo com:



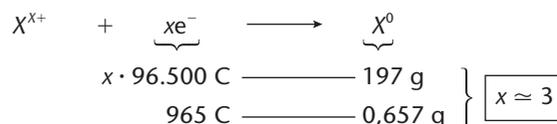
Alternativa c

39) Na solução de AgNO_3 , temos:



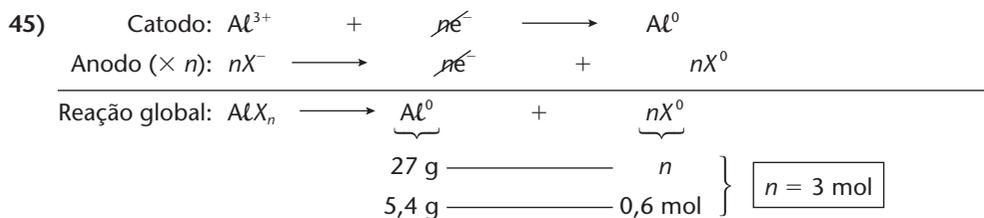
Na solução de X^{x+} irá passar a mesma quantidade de eletricidade, ou seja, 965 coulombs.

Portanto:

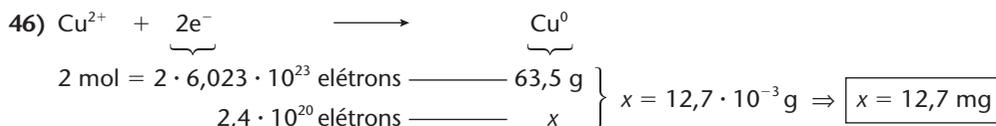


Alternativa d

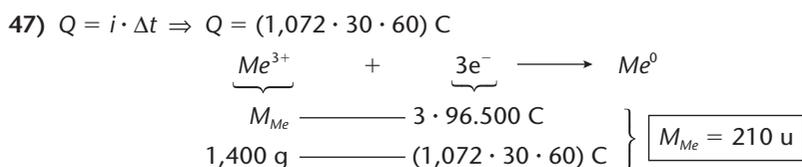
Exercícios complementares (página 359)



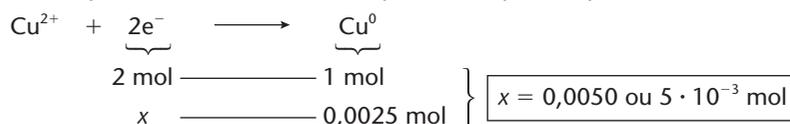
Alternativa b



Alternativa b

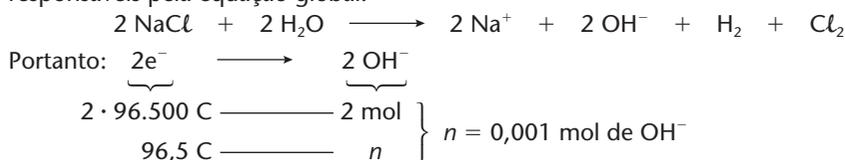


48) 10 pilhas depositam 0,025 mol de Cu^0 ; portanto 1 pilha deposita 0,0025 mol de Cu^0 .



Alternativa c

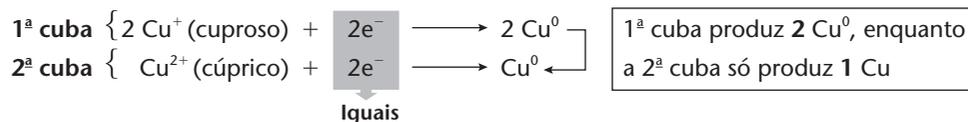
50) Pelas equações parciais desta eletrólise, verificamos que $2e^-$ (que serão cancelados) são responsáveis pela equação global:



Sendo 50 mL ou 0,050 L o volume dado da solução, temos:

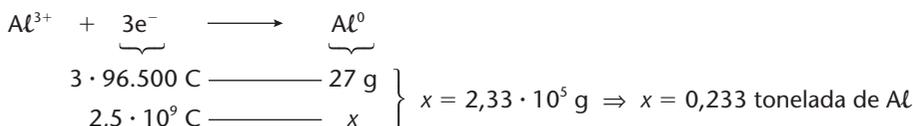
$m = \frac{n}{V} \Rightarrow m = \frac{0,001}{0,050} \Rightarrow m = 0,02\text{ mol/L}$

51) O número de elétrons que passa pelas duas cubas é o mesmo. Portanto:



52) $\Delta t = 30\text{ dias} = 30 \cdot 24 \cdot 3.600\text{ segundos}$

$Q = i \cdot \Delta t \Rightarrow Q = 965 \cdot 30 \cdot 24 \cdot 3.600 \Rightarrow Q \approx 2,5 \cdot 10^9\text{ C}$



Essa é a produção **por cuba**. Como são 150 cubas, temos:

$0,233 \cdot 150 = 34,95 \Rightarrow \approx 35\text{ toneladas de Al}$

Alternativa a

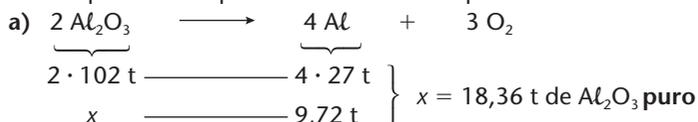
53) Na equação dada vemos que Cd^0 passa a Cd^{2+} . Isso só é possível com:



Alternativa c

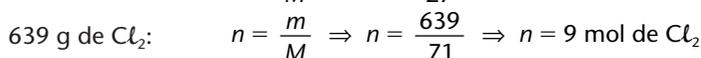
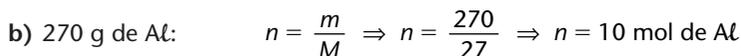
Desafio (página 362)

60) Esta é apenas uma questão de cálculo estequiométrico.

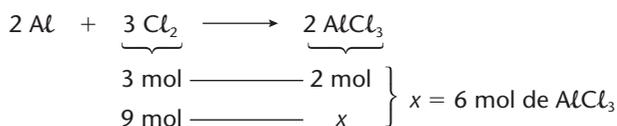


Como a pureza é de apenas 40%, temos:

$$\begin{array}{r} 40 \text{ t de Al}_2\text{O}_3 \text{ puro} \longrightarrow 100 \text{ t de Al}_2\text{O}_3 \text{ impuro} \\ 18,36 \text{ t} \longrightarrow y \end{array} \left. \vphantom{\begin{array}{r} 40 \text{ t de Al}_2\text{O}_3 \text{ puro} \longrightarrow 100 \text{ t de Al}_2\text{O}_3 \text{ impuro} \\ 18,36 \text{ t} \longrightarrow y \end{array}} \right\} y = 45,9 \text{ t}$$



Na equação $2 \text{ Al} + 3 \text{ Cl}_2 \longrightarrow 2 \text{ AlCl}_3$, os 9 mol de Cl₂ representam o **reagente limitante**. Portanto:

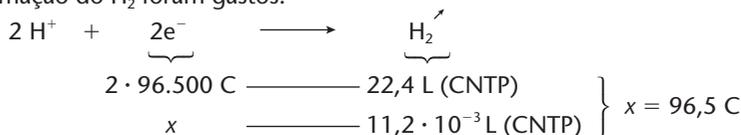


Daí, vem: $n = \frac{m}{M} \Rightarrow m = nM \Rightarrow m = 6 \cdot 133,5 \Rightarrow m = 801 \text{ g de AlCl}_3$

62) A carga total que passou pelo circuito é igual a:

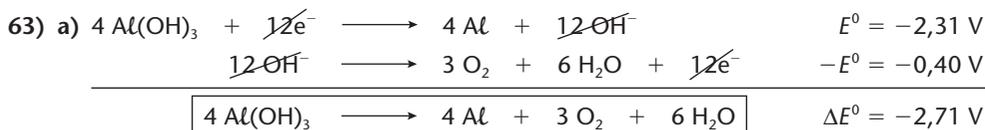
$$Q = i \cdot \Delta t \Rightarrow Q = 0,268 \cdot 3.600 \Rightarrow Q = 964,8 \text{ C} \approx 965 \text{ C}$$

Na formação do H₂ foram gastos:

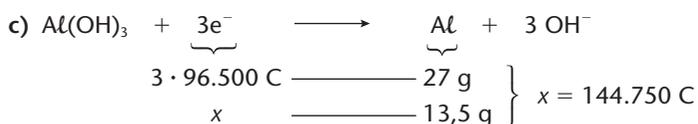


Ora, esse valor (96,5) corresponde a 10% dos 965 coulombs. Concluímos que os **90%** da carga elétrica restantes foram gastos na deposição do níquel.

Alternativa e



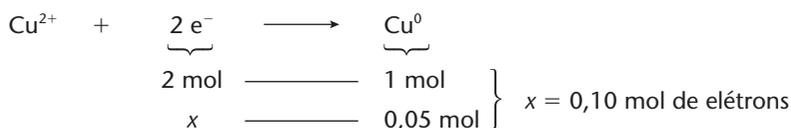
b) Para efetuar a eletrólise, devemos ter uma fem, no mínimo, de **2,71 V**.



O enunciado diz que passa **um** mol de elétrons (ou seja, 96.500 C) por segundo. Temos então:

$$\begin{array}{r} 96.500 \text{ C} \longrightarrow 1 \text{ s} \\ 144.750 \text{ C} \longrightarrow x \end{array} \left. \vphantom{\begin{array}{r} 96.500 \text{ C} \longrightarrow 1 \text{ s} \\ 144.750 \text{ C} \longrightarrow x \end{array}} \right\} x = 1,5 \text{ s}$$

64) a) Para depositar 0,05 mol de cobre metálico, precisamos de:

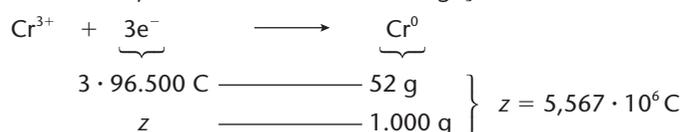
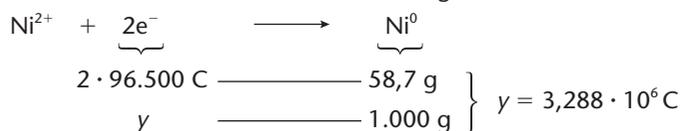
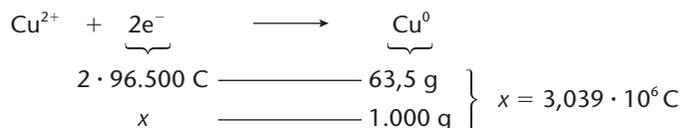


Se cada pilha fornece $5 \cdot 10^{-3}$ mol de elétrons, temos:

$$\begin{array}{r} 1 \text{ pilha} \longrightarrow 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol de elétrons} \\ y \text{ pilhas} \longrightarrow 0,10 \text{ (ou } 10^{-1}) \text{ mol de elétrons} \end{array} \left. \vphantom{\begin{array}{r} 1 \text{ pilha} \longrightarrow 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol de elétrons} \\ y \text{ pilhas} \longrightarrow 0,10 \text{ (ou } 10^{-1}) \text{ mol de elétrons} \end{array}} \right\} y = 20 \text{ pilhas}$$

$$\text{b) } \left. \begin{array}{l} 1 \text{ mol de Cu} \text{ ————— } 63,5 \text{ g} \\ 0,05 \text{ mol de Cu} \text{ ————— } z \end{array} \right\} z = 3,175 \text{ g de Cu}$$

65) Deve-se calcular a quantidade de eletricidade necessária para a produção de 1 kg de cada um desses metais:



Portanto, a ordem crescente em gasto de eletricidade é: $\text{Cu} < \text{Ni} < \text{Cr}$
Alternativa c

Capítulo 10 Reações nucleares

Precisamos de cada vez mais energia para sustentar nosso desenvolvimento — e o núcleo do átomo é, sem dúvida, uma fonte poderosa e abundante. No entanto os riscos inerentes às reações nucleares são muito grandes e piores ainda são as perspectivas de seu uso para fins militares ou de terrorismo. Sendo assim, este capítulo é bastante propício para o professor promover discussões sobre os aspectos econômicos, sociais, políticos e éticos do emprego de energia nuclear — comparando, por exemplo, as necessidades dos países pobres com tudo que os países ricos já gastaram (e ainda gastam) com armamentos nucleares.

Exercícios (página 375)

26) O número de meias-vidas (x) transcorridas no processo é:

$$t = xP \Rightarrow 98 = 12,3x \Rightarrow x = 7,967 \approx 8$$

Quando a questão pede a quantidade final do isótopo radioativo em **porcentagem**, podemos partir de uma quantidade inicial igual a 100%, ou seja, 100 g (m_0).

Temos então:

$$m_f = \frac{m_0}{2^x} \Rightarrow m_f = \frac{100}{2^8} \Rightarrow m_f = 0,39\%$$

Alternativa d

Exercícios complementares (página 377)

33) $t = xP \Rightarrow 11.500 = x \cdot 5.730 \Rightarrow x \approx 2$

$$m_f = \frac{m_0}{2^x} \Rightarrow m_f = \frac{100}{2^2} \Rightarrow m_f = 25 \text{ g ou } 25\%$$

Alternativa c

35) a) $t = xP \Rightarrow (48 + 16) = x \cdot 12,8 \Rightarrow x = 5$

$$m_f = \frac{m_0}{2^x} \Rightarrow m_f = \frac{32}{2^5} \Rightarrow m_f = 1 \text{ mg}$$

b) ${}_{29}^{64}\text{Cu} \longrightarrow 2\alpha + {}_Z^AX$

• balanço de massas: $64 = 8 + A \Rightarrow A = 56$

• balanço de cargas: $29 = 4 + Z \Rightarrow Z = 25$

Cálculo do número de nêutrons:

$$N = A - Z \Rightarrow N = 56 - 25 \Rightarrow N = 31$$

Portanto, no átomo formado temos **25 prótons e 31 nêutrons**.

- 36) Seja x (em gramas) a massa inicial do isótopo. De acordo com os dados da questão, teremos:

$$x \xrightarrow{15 \text{ h}} \frac{x}{2} \xrightarrow{2 \cdot 15 \text{ h}} \frac{x}{2^2} \xrightarrow{3 \cdot 15 \text{ h}} \frac{x}{2^3} \dots \frac{x}{2^{n-1}} \xrightarrow{n \cdot 15 \text{ h}} \frac{x}{2^n}$$

Para o tempo total dado, de 105 horas, teremos: $105 = n \cdot 15 \Rightarrow n = 7$

Portanto a massa final será: $\frac{x}{2^7}$

Como a massa final dada é de 1,25 grama, temos: $\frac{x}{2^7} = 1,25 \Rightarrow x = 160 \text{ g}$

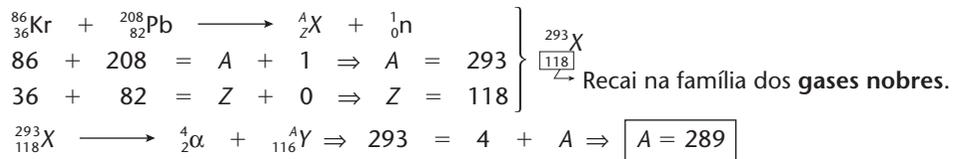
Alternativa e

- 38) Pelo gráfico, o número inicial de mols é 1,6. No final sobram 12,5% da amostra inicial (dado do problema). Ora, 12,6% de 1,6 é igual a 0,2 mol, que, pelo gráfico, corresponde a **15 dias**.

Alternativa b

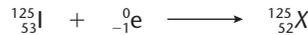
Exercícios (página 382)

- 46) Nesta questão, os alunos devem procurar o número atômico e a posição de cada elemento na tabela periódica.



Exercícios complementares (página 383)

- 50) Use a tabela periódica para obter os números atômicos e os elementos envolvidos neste exercício. No caso temos:



Consultando a tabela periódica, teremos: ${}_{52}^{125}\text{Te}$

Alternativa b

Desafio (página 398)

- 73) O item ③ está correto, pois:

- fissão de um átomo de ${}^{235}\text{U}$ libera $8,9 \times 10^{-18} \text{ kWh}$
- um mol contém aproximadamente 6×10^{23} átomos

Então temos:

$$8,9 \times 10^{-18} \cdot 6 \times 10^{23} = 53,4 \times 10^5 \text{ kWh ou } 53,4 \times 10^2 \text{ MWh} = 5.340 \text{ MWh} > 5.000 \text{ MWh}$$

O item ⑤ também está correto.

- 74) Considerando que a massa atômica é a média ponderada das massas dos isótopos, a massa atômica do hidrogênio é menor na Terra, pois aqui existe menos deutério e trítio do que no Sol.

Alternativa b

- 75) a) Etapa II: ${}_{84}^{218}\text{Po} \longrightarrow {}_2^4\alpha + {}_{82}^{214}\text{Pb}$



- b) Em 1 dia, a etapa 1 da desintegração produz $3,0 \cdot 10^{15}$ partículas α . Conseqüentemente, no processo todo ($\text{Ra} \longrightarrow 4\alpha + 2\beta + \text{Pb}$), que produz 4 partículas α , teremos, por dia: $4 \cdot 3,0 \cdot 10^{15} = 12 \cdot 10^{15}$ partículas α . Sendo assim, temos:

$$\left. \begin{array}{l} \text{em 1 dia} \longrightarrow 12 \cdot 10^{15} \text{ partículas } \alpha \\ \text{em 80 dias} \longrightarrow x \end{array} \right\} x = 960 \cdot 10^{15} \Rightarrow x = 9,6 \cdot 10^{17} \text{ partículas } \alpha$$

Essas partículas α se transformam em átomos de hélio, que irão ocupar 0,040 mL, a 25 °C e 1 atm de pressão. Temos agora:

$$\left. \begin{array}{l} 0,040 \text{ mL} \longrightarrow 9,6 \cdot 10^{17} \text{ átomos de hélio} \\ 1 \text{ mol (ou } 25 \cdot 10^3 \text{ mL)} \longrightarrow y \end{array} \right\} y = 6,0 \cdot 10^{23} \text{ átomos de hélio}$$



- a curva A representa o ${}^{210}_{84}\text{Po}$, que está sendo **produzido**;
- a curva B representa o ${}^{210}_{82}\text{Pb}$, que está sendo **consumido**;
- o ${}^{210}_{83}\text{Bi}$, que está no meio da seqüência, irá aumentar de início, depois diminuir e se estabilizar, o que corresponde à curva C.

Alternativa b

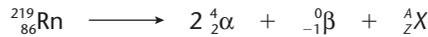
78) a) O único metal alcalino-terroso mencionado na tabela é o rádio (Ra) e a desintegração referida no enunciado é:



Podemos concluir que X é o radônio e seu número de nêutrons é igual a

$$219 - 86 \Rightarrow \boxed{133 \text{ nêutrons}}$$

b) O decaimento mencionado é:



Calculando A e Z, obtemos: A = 211 e Z = 83, que correspondem ao bismuto: ${}^{211}_{83}\text{Bi}$

Pelos dados do exercício, temos:

$$m_f = \frac{m_0}{2^x} \Rightarrow 100 = \frac{400}{2^x} \Rightarrow x = 2$$

Para ${}^{211}_{83}\text{Bi}$, temos: P = 2 min (de acordo com a tabela)

$$\text{Então: } t = xP \Rightarrow t = 2 \cdot 2 \Rightarrow \boxed{t = 4 \text{ min}}$$

79) a) Pelo gráfico, a quantidade de X cai de 0,4 para a metade, ou seja, 0,2 mol em **2,5 minutos**. Essa é, portanto, a meia-vida de X.

b) Nos 5 primeiros minutos, a quantidade de X cai de 0,4 para 0,1 mol (de acordo com o gráfico). Portanto, é produzido 0,3 mol de partículas α ou átomos de He (estamos considerando a produção de apenas **uma** partícula α por átomo de X que se desintegra). Temos, então:

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ mol de He} \longrightarrow 22,4 \text{ L (CNTP)} \\ 0,3 \text{ mol de He} \longrightarrow x \end{array} \right\} \boxed{x = 6,72 \text{ L de He (CNTP)}}$$

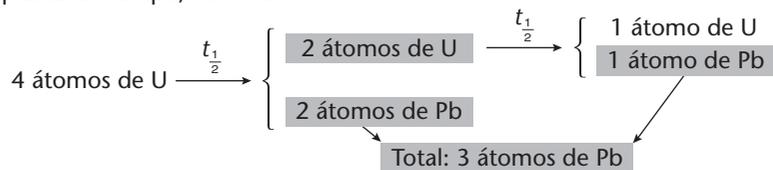
80) a) ${}^{11}_6\text{C} \longrightarrow {}^{11}_5\text{X} + {}^0_{+1}\beta$. Portanto, o núcleo formado é o do **boro** - B (Z = 5).

b) Esquematicamente, o decaimento do ${}^{11}_6\text{C}$ é:

$$100\% \xrightarrow{20,4 \text{ min}} 50\% \xrightarrow{20,4 \text{ min}} 25\%$$

$$\text{Ou seja, o tempo total decorrido é } 20,4 \text{ min} + 20,4 \text{ min} = \boxed{40,8 \text{ min}}$$

81) Vamos imaginar um grupo de 4 átomos de ${}^{238}_{92}\text{U}$ no instante da formação do meteorito. Com o passar do tempo, ocorreu:



$$\text{Passaram-se, portanto: } 2 \cdot t_{1/2} = 2 \cdot 4,5 \cdot 10^9 \text{ anos} = \boxed{9,0 \cdot 10^9 \text{ anos}}$$

Alternativa b



No início: 1 mol ————— zero mol

Após $t_{1/2}$: $\frac{1}{2}$ mol ————— $\frac{1}{2}$ mol Razão: $\frac{1}{2} : \frac{1}{2} = 1$

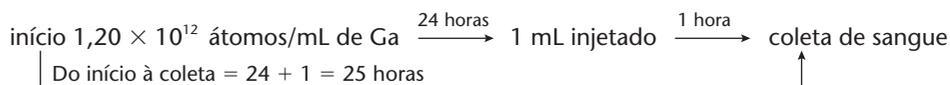
Após $2 \cdot t_{1/2}$: $\frac{1}{4}$ mol ————— $\frac{1}{2} + \frac{1}{4} = \frac{3}{4}$ Razão: $\frac{1}{4} : \frac{3}{4} = \frac{1}{3}$

Após $3 \cdot t_{1/2}$: $\frac{1}{8}$ mol ————— $\frac{3}{4} + \frac{1}{8} = \frac{7}{8}$ Razão: $\frac{1}{2} : \frac{7}{8} = \frac{1}{7}$

$$\text{Portanto a razão chegará a } \frac{1}{7} \text{ em } 3 \cdot t_{1/2} = 3 \cdot 1,3 \cdot 10^9 \text{ anos} = \boxed{3,9 \cdot 10^9 \text{ anos}}$$

Alternativa d

85) Esquema do processo:



a) Pelo gráfico, após 25 horas a atividade caiu de 1,0 para 0,8, isto é, caiu $1,0 - 0,8 = 0,2$, ou seja, de 20%.

b) Atividades do gálio, após 25 horas, sem considerar a diluição do sangue:

$$\left. \begin{array}{l} 100\% \text{ de atividade} \text{ ————— } 1,20 \times 10^{12} \\ 80\% \text{ de atividade} \text{ ————— } x \end{array} \right\} x = 9,6 \times 10^{11}$$

Considerando a diluição do sangue, teremos um problema comum de diluição das soluções:

$$VC = V'C' \Rightarrow 1 \cdot 9,6 \times 10^{11} = V' \cdot 2,00 \times 10^8 \Rightarrow V = 4.800 \text{ mL ou } 4,8 \text{ L de sangue}$$

c) ${}_{31}^{67}\text{Ga} + {}_{-1}^0\text{e} \rightarrow {}_{30}^{67}\text{X} + {}_{0}^0\gamma$. Com número atômico 30, o nuclídeo é o ${}_{30}^{67}\text{Zn}$.

Proposta de atividade

Algumas cópias do trecho da notícia abaixo podem ser distribuídas entre grupos de alunos ou, então, pode-se ler a notícia para a classe.

Ipen amplia produção de produtos médicos

O reator nuclear de pesquisa do Ipen (Instituto de Pesquisas Energéticas e Nucleares), na Cidade Universitária, em São Paulo, está passando por um processo de atualização que ampliará neste mês sua capacidade de 2 megawatts para 5 megawatts. Com o acréscimo de potência, a instituição estima que poderá substituir importações no valor de até US\$ 1 milhão, na forma de produtos para uso médico. (...)

O reator nuclear instalado no Ipen funciona produzindo energia a partir da fissão de urânio. Um dos subprodutos — a radiação — é usado para alterar outros materiais, tornando-os também radioativos. Com isso, surge a possibilidade de obter produtos de uso médico e hospitalar.

Um deles é o samário-135, um elemento radioativo com importantes aplicações em pacientes com câncer em estágio terminal. “Ele serve para o alívio da dor em pacientes com metástase nos casos de tumores ósseos e de mama”, afirma Rodrigues.

Injetável, ele não serve como um tratamento curativo, mas pode ampliar a qualidade de vida durante o tempo em que o paciente sobreviver à doença. “Uma das vantagens é que ele não exige internação. O paciente toma e volta para casa”, diz. Trata-se de uma alternativa à morfina defendida pela Sociedade Brasileira de Biologia e Medicina Nuclear.

O samário não é o único produto obtido com o reator. “Temos já 30 e poucos remédios produzidos aqui no Ipen, entre eles iodo, flúor e assim por diante”, afirma Rodrigues. “Em 2003, atendemos a 2,2 milhões de pessoas no Brasil.”

Um dos produtos gerados pelo Ipen que terão sua produção aumentada pela expansão da capacidade do reator é o molibdênio, usado em 80% dos procedimentos de medicina nuclear no país.

A produção do Ipen é feita de forma combinada, com dois equipamentos. Além do reator, há também um acelerador de partículas ciclotron. “Cada equipamento produz um certo tipo de radiação, que é adequada a determinados produtos”, explica o superintendente do instituto. Um dos objetivos futuros do centro é não só se tornar um importante fornecedor de produtos desse tipo para o Brasil, mas possivelmente até um exportador. Ainda há entraves legais para que se estabeleça uma parceria com a iniciativa privada nesse sentido.

Nogueira, Salvador. *Folha de S.Paulo*, 17 de janeiro de 2004.

Faça o aluno notar os trechos da notícia que estão relacionados com as reações nucleares. Para isso, faça algumas perguntas como, por exemplo (utilize uma tabela periódica para obter o número atômico, quando necessário):

- Qual a função do reator nuclear de pesquisa do Ipen?
- Qual é um dos subprodutos obtidos nesse reator e para que ele é utilizado?
- Qual é o número de prótons e nêutrons contidos no produto, de uso médico e hospitalar, citado no texto?
- Quais os outros produtos, citados no texto, obtidos com o reator? Qual é o número atômico de cada um deles?

10 Acompanhamento e avaliação de final de curso

Peça que grupos de alunos elaborem uma história em quadrinhos, a qual deverá ilustrar, de maneira clara, alguma aventura contendo umas das seguintes situações relacionadas, todas, à prática, ao dia-a-dia (cada grupo deverá elaborar uma das situações abaixo):

- A importância no preparo, na análise e na aplicação de uma solução.
- A importância da velocidade de uma reação química.
- A importância do equilíbrio químico.
- A importância da eletroquímica.
- A importância da energia nuclear.

Deixe bem claro aos grupos como eles serão avaliados. A seguir estão alguns itens que poderão ser avaliados:

- Figuras, desenhos ou colagens;
- Texto;
- Criatividade;
- A história como um todo (conjunto de todos os itens anteriores).