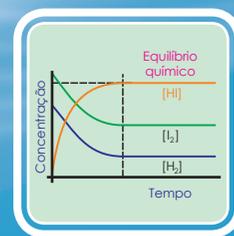
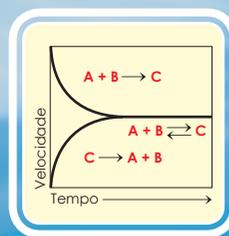
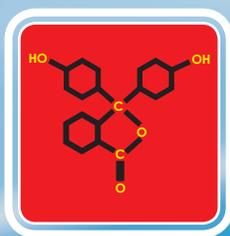


Química Analítica

Darlene Lopes do Amaral Oliveira

Curso Técnico em Meio Ambiente

Parte I Introdução





e-Tec Brasil
Escola Técnica Aberta do Brasil

Química Analítica

Darlene Lopes do Amaral Oliveira

Parte I



Cuiabá-MT
2010

© Universidade Tecnológica Federal do Paraná

Este caderno foi elaborado em parceria entre a UTFPR e a Universidade Federal de Mato Grosso para o Sistema Escola Técnica Aberta do Brasil – e-Tec Brasil.

Comissão Editorial

Profª Drª Maria Lucia Cavalli Neder - UFMT

Profª Drª Ana Arlinda de Oliveira - UFMT

Profª Drª Lucia Helena Vendrusculo Possari - UFMT

Profª Drª Gleyva Maria Simões de Oliveira - UFMT

Prof. M. Sc. Oreste Preti - UAB/UFMT

Designer Educacional

Oreste Preti e Gleyva Maria S. de Oliveira

Diagramação

T. F. Oliveira/UFMT

Ilustração

Marcelo Velasco

Revisão

Germano Aleixo Filho

Projeto Gráfico

e-Tec/MEC

Ficha Catalográfica

**O48q Oliveira, Darlene Lopes do Amaral. Química Analítica: Parte I./ Darlene Lopes do Amaral Oliveira. Cuiabá: UAB/UFMT, 2010.
67 p. : il. ; color.**

ISBN 978-85-61819-80-4

**1.Química Analítica 2.Laboratório Químico. 3.Equilíbrio Químico.
I.Título.**

CDU 54

Apresentação e-Tec Brasil

Prezado estudante:

Bem-vindo ao e-Tec Brasil!

Você faz parte de uma rede nacional pública de ensino, a Escola Técnica Aberta do Brasil, instituída pelo Decreto nº 6.301, de 12 de dezembro 2007, com o objetivo de democratizar o acesso ao ensino técnico público, na modalidade a distância. O programa é resultado de uma parceria entre o Ministério da Educação, por meio das Secretarias de Educação a Distância (SEED) e de Educação Profissional e Tecnológica (SETEC), as universidades e escolas técnicas estaduais e federais.

A educação a distância no nosso país, de dimensões continentais e grande diversidade regional e cultural, longe de distanciar, aproxima as pessoas ao garantir acesso à educação de qualidade, e promover o fortalecimento da formação de jovens moradores de regiões distantes, geograficamente ou economicamente, dos grandes centros.

O e-Tec Brasil leva os cursos técnicos a locais distantes das instituições de ensino e para a periferia das grandes cidades, incentivando os jovens a concluir o ensino médio. Os cursos são ofertados pelas instituições públicas de ensino e o atendimento ao estudante é realizado em escolas-polo integrantes das redes públicas municipais e estaduais.

O Ministério da Educação, as instituições públicas de ensino técnico, seus servidores técnicos e professores acreditam que uma educação profissional qualificada – integradora do ensino médio e educação técnica, – é capaz de promover o cidadão com capacidades para produzir, mas também com autonomia diante das diferentes dimensões da realidade: cultural, social, familiar, esportiva, política e ética.

Nós acreditamos em você!

Desejamos sucesso na sua formação profissional!

Ministério da Educação
Janeiro de 2010

Nosso contato

etecbrasil@mec.gov.br

Sumário

APRESENTAÇÃO DA DISCIPLINA	9
AULA 1 Introdução à química analítica e regras de segurança no laboratório químico.....	11
AULA 2 Equilíbrio químico	25
REFERÊNCIAS	57
GABARITO	58

Apresentação da disciplina

Caro estudante:

A química analítica é uma ciência de medição que consiste em um conjunto de ideias e métodos poderosos que são úteis em todos os campos da ciência e medicina.

Um fato excitante que ilustra o potencial e a relevância da química analítica ocorreu em 4 de julho de 1997 quando a nave espacial Pathfinder quicou várias vezes até estacionar no Ares Vallis, em Marte, e liberou o robô Sojourner para a superfície marciana. O robô Sojourner (Figura 1) foi projetado para movimentar-se pela superfície de Marte e colher amostras, assim como fazer análises do solo (SKOOG et al. 2008).



Figura 1- Sojourner rover (missão Pathfinder) no solo de Marte.
Fonte: NASA, 1997.

A determinação da composição elementar das rochas marcianas permitiu que geólogos as identificassem e comparassem com rochas terrestres. A missão Pathfinder é exemplo excelente que ilustra uma aplicação da química analítica a problemas práticos. O exemplo da Pathfinder demonstra que ambas as informações quantitativas e qualitativas são requeridas em uma análise.

A análise qualitativa estabelece a identidade química das espécies presentes em uma amostra, ao passo que a análise quantitativa determina as quantidades relativas das espécies, ou analitos, em termos numéricos. Frequentemente uma etapa de separação é parte necessária do processo analítico. Como veremos, a análise qualitativa é muitas vezes parte integral da etapa de separação e a determinação da identidade dos analitos constitui auxílio essencial para a análise quantitativa.

Nosso objetivo principal neste caderno é fornecer fundamento completo dos princípios da química que são particularmente importantes para a química analítica. Em segundo lugar, queremos que os alunos conheçam uma ampla gama de técnicas que sejam úteis na química analítica moderna. Nossa esperança é que, com o auxílio deste caderno, os estudantes possam desenvolver as habilidades necessárias para resolver problemas analíticos quantitativos e, finalmente, pretendemos transmitir alguns conhecimentos laboratoriais que darão ao estudante confiança em sua habilidade de obter dados analíticos de alta qualidade.

Em acréscimo, considerando-se o cenário atual envolvendo cada vez mais a sociedade civil e o Estado em questões ambientais e de saúde do planeta, ressaltamos a importância de que resultados analíticos fidedignos são de extrema importância para a avaliação de passivos e ativos ambientais, norteadores de decisões de controle e intervenção.

Apresentação da disciplina

A química analítica não é um fim em si mesma, mas parte de um cenário maior, no qual podemos utilizar os resultados analíticos para ajudar na manutenção ou na melhora da qualidade ambiental de nosso planeta. A análise química é o elemento de medida de todas as resoluções, normas e portarias ambientais. Seja exemplo a Resolução CONAMA n. 357/2005, que dispõe sobre a classificação dos corpos de água e diretrizes ambientais para seu enquadramento, bem como estabelece as condições e padrões de lançamento de efluentes. Igualmente, a Portaria n. 518, de 25 de março de 2004, que estabelece os procedimentos e responsabilidades relativos ao controle e vigilância da qualidade da água para consumo humano e seu padrão de potabilidade.

Um caderno-texto de química analítica é necessariamente limitado e muitos assuntos relativamente importantes devem ser excluídos. O material deste caderno abrange os aspectos fundamentais quanto às práticas da análise química. Dessa forma, os leitores poderão observar que organizamos esta edição em duas partes.

Parte I – Introdução.

Aqui abordaremos dois temas: a química analítica, sua importância, noções de segurança no laboratório químico e descarte de resíduos. Em seguida, os princípios e as aplicações de sistemas em equilíbrio químico na análise quantitativa e qualitativa e o efeito dos eletrólitos em sistemas de equilíbrios.

Parte II – Fundamentos.

Nesta segunda parte abordaremos dois grandes temas: aspectos da química qualitativa, evidenciando as reações químicas em solução aquosa e a análise sistemática dos cátions do Grupo 1 e 2. Em seguida, os fundamentos de química quantitativa gravimétrica e volumétrica clássica. A parte final desta parte fornece procedimentos detalhados para experimentos de laboratório abordando muitos dos princípios e aplicações discutidos em unidades anteriores e uma abordagem rápida de um método espectroscópico de análise - fósforo total em águas e efluentes.

O domínio das ferramentas da química analítica lhe será útil em disciplinas de química e em áreas correlatas como gerenciamento e tratamento de águas, efluentes e resíduos sólidos e gasosos.

Foque seu estudo!

Bom trabalho e sucesso...

Aula 1

**Introdução à
química analítica e
regras de
segurança no
laboratório químico**

OBJETIVOS

Esperamos que, ao final desta aula, você seja capaz de:

- Explicar o que é a química analítica, como ela é classificada e a sua importância.
- Informar a respeito dos riscos e cuidados que devem ser tomados em um laboratório de química, de forma a minimizar os acidentes.
- Identificar aspectos relacionados com riscos, com acidentes, com prevenção de acidentes e com equipamentos de segurança.

1. INTRODUÇÃO

Vamos definir, inicialmente, algumas terminologias.

A *química analítica* é a parte da química que estuda os princípios teóricos e práticos das análises químicas. Tem como objetivo prático a determinação da composição química de substâncias puras ou de suas misturas.

A química analítica é a arte de reconhecer diferentes substâncias e determinar seus constituintes.

- O que é X na amostra Y?
- Qual o teor do constituinte X na amostra Y?
- Qual a forma química e o teor com que o constituinte X se apresenta na amostra Y?
- Como o constituinte X está distribuído na amostra Y?

A *análise química* é o conjunto de reações químicas e procedimentos práticos adotados no laboratório para se determinar a composição do material - quantitativo e qualitativo -, ou um conjunto de técnicas que permite conhecer quais as substâncias que se encontram presentes em determinada amostra de material e a quantidade de cada uma.

A *química analítica qualitativa* trata da determinação dos constituintes - elementos, grupo de elementos ou íons - que formam uma dada substância ou mistura. Versa sobre métodos para descobrir e identificar os componentes de uma amostra. Seus resultados são expressos em palavras e símbolos. Ex.: Cobre (Cu)

A *química analítica quantitativa* trata da determinação das quantidades ou proporções dos constituintes, previamente identificados, numa dada substância ou mistura. Cuida dos métodos que visam determinar a quantidade dos componentes de uma amostra. Seus resultados são expressos em valores numéricos com indicação do que estes números representam. Ex.: 5% de Si: 5g de Si / 100g da amostra. Os constituintes da amostra podem estar presentes, como elementos maiores, menores e traços - menor que 0,1%.

Quase sempre a análise qualitativa deve preceder a análise quantitativa. Uma reação qualitativa pode dar ideia da quantidade de componentes em uma amostra. Conhecendo os componentes da substância analisada, pode-se escolher o método mais adequado para a determinação de um dado componente.



A química analítica, devido a seu grande número de métodos de investigação de substâncias e de suas transformações é de grande importância. Ela é de grande valor nas áreas afins com a química, como a mineralogia, geologia, geoquímica, fisiologia, microbiologia, assim como nos ramos da medicina, da agronomia e da técnica. Em qualquer investigação científica, ligada de uma ou outra maneira a fenômenos químicos, necessariamente serão utilizados os métodos de química analítica.

A análise química tem grande significado na economia nacional; sem sua ajuda, é impossível efetuar o controle químico da produção em importantíssimos campos da indústria, assim como no estudo químico de solos, fertilizantes, produtos agrícolas, matérias-primas, etc.

1.1 Segurança no laboratório e descarte de resíduos químicos

Este tópico introdutório de segurança tem como principais objetivos alertar e prevenir a ocorrência de acidentes durante a realização de experiências laboratoriais e alertar para a armazenagem e manipulação de solventes e reagentes.

O primeiro passo para evitar um acidente é saber reconhecer as situações que podem desencadeá-lo. Existe uma série de regras básicas de proteção individual e coletiva que devem ser conhecidas pelos usuários do laboratório de química e aplicadas sempre que possível.

Neste tópico, apresentamos algumas informações básicas para evitar situações de perigo e algumas medidas a tomar quando da ocorrência de acidentes. Fornecemos também uma lista de frases de risco e de segurança assim como de referências para localização de sites de internet destinados a encontrar as indicações de risco dos perigos dos reagentes utilizados.

Estudaremos algumas formas de rotulagem dos reagentes químicos, enfatizaremos a simbologia de risco do NFPA (*National Fire Protection Association*), dos EUA, também conhecida como diagrama de Hommel.

Discutimos de forma breve o gerenciamento de resíduos no laboratório e a importância de adotar medidas corretas de descarte dos resíduos gerados, apresentamos alguns links de interesse e, finalmente, propomos alguns exercícios.

1.1.1 Regras de segurança

A prática da química, seja no plano profissional seja no aprendizado, exige que regras de segurança sejam rigorosamente seguidas para evitar acidentes e

prejuízos de ordem humana ou material. Os acidentes podem ser minimizados ou até mesmo evitados se tomadas as devidas precauções.

A segurança é uma responsabilidade coletiva que requer a cooperação de todos os indivíduos do laboratório.

A construção de uma cultura de prevenção, como principal ferramenta para o controle de riscos existentes em laboratórios de ensino, constitui a melhor via para a diminuição não apenas de resíduos e de todos os custos associados à sua gestão e eliminação mas também de acidentes no laboratório.

A experiência e as estatísticas demonstram que o comportamento humano representa, na grande maioria dos casos, o fator desencadeante dos acidentes laboratoriais.



Um acidente no laboratório conduz à revelação dos impulsos heroicos de Bruce Banner, simultaneamente liberta sua natureza maléfica. Bruce se torna então o mais poderoso e ambíguo dos seres à face da Terra: um super-herói e um monstro.

As boas práticas laboratoriais (BPL) são normas e procedimentos de trabalho universalmente estabelecidos que devem ser tomadas em consideração na execução dos trabalhos laboratoriais, dado que têm como objetivo minimizar e controlar a exposição dos utilizadores aos riscos inerentes à atividade laboratorial, como no caso da utilização de equipamentos de proteção individual (EPIs). Saliente-se ainda que, em alguns casos, a aplicação de BPLs ultrapassa a questão ética, constituindo mesmo uma obrigação legal.

A seguir, estão relacionadas algumas regras de segurança que você deverá pôr em prática para sua segurança e a de seus colegas:

- Use sempre o guarda-pó de algodão de mangas compridas, na altura dos joelhos e fechados;
- Use calçado fechado de couro ou similar;
- Não use relógios, pulseiras, anéis ou quaisquer ornamentos durante o trabalho no laboratório;
- Não beba nem coma no laboratório;
- Nunca use material de laboratório para beber ou comer;
- É proibido fumar no laboratório ou em qualquer outro lugar que possa pôr em risco a segurança ou saúde das pessoas;
- Caminhe com atenção e nunca corra no laboratório;
- Nunca teste amostras ou reagentes pelo sabor, e os odores devem ser verificados com muito cuidado;

- Não leve a mão à boca ou aos olhos quando estiver manuseando produtos químicos;
- Aventais de laboratório, luvas, óculos de proteção ou outras vestimentas não devem ser usados fora do laboratório;
- Em caso de acidentes, mantenha a calma e chame o professor ou técnico responsável;
- Objetos pessoais como bolsas, blusas devem ser guardados em armários, de preferência em áreas externas aos laboratórios;
- Brincadeiras são absolutamente proibidas nos laboratórios;
- Use a capela sempre que trabalhar com solventes voláteis, tóxicos e reações perigosas, explosivas ou tóxicas;
- As substâncias inflamáveis devem ser manipuladas em locais distantes de fontes de aquecimentos;
- O uso de pipetadores é requerido em qualquer circunstância ao utilizar pipetas;
- Lentes de contato não devem ser usadas em laboratórios, pois podem absorver produtos químicos e causar lesões nos olhos;
- Óculos protetores de segurança são requeridos durante todo o período de trabalho no laboratório;
- Nunca jogue reagente ou resíduo de reações na pia. Procure o frasco de descarte;
- Ao fim de cada aula, as vidrarias utilizadas durante o trabalho de laboratório devem ser esvaziadas nos frascos de descarte e enxaguadas com água antes de serem enviadas para limpeza;
- Vidrarias trincadas, lascadas ou quebradas devem ser descartadas, e o técnico ou responsável deve ser avisado;
- Antes de manipular qualquer reagente, deve-se ter conhecimento de suas características com relação à toxicidade, inflamabilidade e explosividade;
- Devem-se tomar cuidados especiais quando manipular substâncias com potencial carcinogênico;
- Os reagentes e soluções devem ser claramente identificados e as soluções apresentar data de preparo, validade e o nome do analista que a preparou;
- Todo acidente com reagentes deve ser limpo imediatamente, protegendo-se se necessário. No caso de ácidos e bases, devem ser neutralizados antes da limpeza;
- Siga corretamente o roteiro de aula e não improvise, pois improvisações podem causar acidentes. Use sempre material e equipamentos adequados;
- Todas as substâncias são tóxicas, dependendo de sua concentração. Nunca confie no aspecto de uma droga, devem-se conhecer suas propriedades para manipulá-la;

- Receber visitas apenas fora do laboratório, pois elas não conhecem as normas de segurança e não estão adequadamente vestidas.
- Leia com atenção o rótulo do frasco de reagente antes de usá-lo para certificar-se que é o frasco certo. Todo frasco com reagentes, amostras e soluções devem ser devidamente etiquetados - identificação do material e do responsável e data.
- Não contamine os reagentes, voltando o reagente não utilizado ao frasco original ou usando espátulas e pipetas sujas ou molhadas.
- Experimentos em andamento devem apresentar anotações indicando o procedimento em caso de acidente. Não utilize material de vidro quebrado, rachado ou com defeito, principalmente para aquecimento ou em sistemas com vácuo.
- Enxugue e lave qualquer local onde cair reagente. Nunca jogue papéis, fósforo ou qualquer sólido na pia.



Acidentes não acontecem são causados

1.1.2 Combate a incêndios

Todos os laboratórios estão equipados com extintores de combate a incêndios devidamente sinalizados, bem como mantas antifogo e recipientes com areia. O extintor é um instrumento simples de manusear, portátil e eficaz. A utilização de cada tipo de extintor depende do tipo de incêndio. Existem cinco classes de fogos – A, B, C, D e K (Quadro 1) - com características diferentes, logo com formas de extinção diferentes. O conhecimento do tipo de fogo na maior parte dos casos leva a uma extinção apropriada. O quadro a seguir apresenta as diferentes classes de incêndio.

Quadro 1 – Classes de incêndio

CLASSE A	CLASSE B	CLASSE C	CLASSE D	CLASSE K
 <p>APARAS DE PAPEL MADEIRAS</p>	 <p>LÍQUIDOS INFLAMÁVEIS</p>	 <p>EQUIPAMENTOS ELÉTRICOS</p>	 <p>METAIS COMBUSTÍVEIS</p>	 <p>ÓLEO E GORDURA</p>
<p>Assim é identificado o fogo em material sólido que deixa resíduo, como madeira, papel, tecido e borracha.</p>	<p>Ocorre quando a queima se dá em líquidos inflamáveis, graxas e gases combustíveis.</p>	<p>Classe de incêndio em equipamentos elétricos energizados. A extinção deve ser feita por agente extintor que não conduza eletricidade.</p>	<p>Classe de incêndio, que tem como combustível os metais pirofóricos, como magnésio, selênio, antimônio, lítio, potássio, alumínio fragmentado, zinco, titânio, sódio, urânio e zircônio</p>	<p>Classificação do fogo em óleo e gordura, em cozinhas.</p>

1.1.3 Algumas fontes de informação sobre produtos químicos

A- Rotulagem dos reagentes químicos

Depois de identificados e quantificados, os reagentes deverão ser etiquetados com informações necessárias para seu conhecimento e manuseio. Poderá ser utilizado para essa identificação uma simbologia de risco do NFPA (*National Fire Protection Association*), dos EUA, também conhecida como diagrama de Hommel. Nesta simbologia, cada um dos losangos expressa um tipo de risco, a que será atribuído um grau de risco variando entre 0 e 4 (Figura 2).

Para o preenchimento do diagrama, podem-se consultar sites de universidades internacionais ou livros que contenham ficha MSDS (*Material Safety Data Sheet*), ou também chamada de FISPQ (*Ficha de Informação de Segurança de Produto Químico*), onde a classificação de cada produto químico pode ser encontrada.

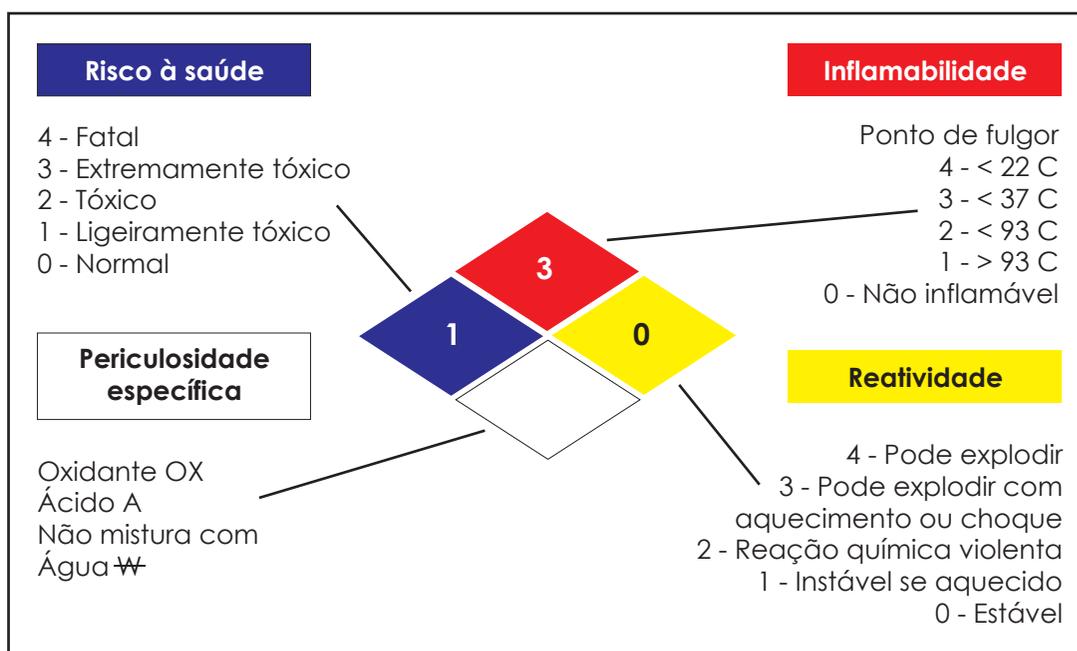


Figura 2 - Códigos NFPA (*National Fire Protection Association*) ou diagrama de HOMMEL

Azul toxicidade

- 4 = pode ser fatal em exposição curta
- 3 = corrosivo ou tóxico. Evitar contato com a pele ou inalação
- 2 = pode ser nocivo se inalado ou absorvido pela pele
- 1 = pode ser irritante
- 0 = nenhum risco específico

Vermelho inflamabilidade

- 4 = extremamente inflamável

- 3 = líquido inflamável, flash point < 38 °C
- 2 = líquido inflamável 38 °C < flash point < 98 °C
- 1 = combustível, se aquecido
- 0 = não inflamável

Amarelo reatividade

- 4 = material explosivo a temperatura ambiente
- 3 = sensível a choque, calor ou água
- 2 = instável, ou reage violentamente com água
- 1 = pode reagir se aquecido ou misturado com água, mas não violentamente.
- 0 = estável

Branco informações especiais

- W ou W = reage com água
- Air ou Air = reage com ar
- Oxy = oxidante
- P = polimerizável
- PO = peroxidável



Um site que possui grande número de fichas MSDS é o www.jtbaker.com (entrar em MSDS e buscar a substância, logo no início da MSDS aparecerão os códigos), <http://www.orcbs.msu.edu> e www.siri.org, onde os produtos químicos podem ser consultados através de uma busca por seus respectivos nomes em inglês, idioma nativo do site. No site da CETESB, no link gerenciamento de riscos (entrar em emergência química), também se encontram fichas com informações de vários produtos. O site é: http://www.cetesb.sp.gov.br/Emergencia/produtos/produto_consulta_completa.asp

Para indicar os riscos potenciais de produtos químicos e os cuidados a ter em sua manipulação, armazenamento e eliminação, é absolutamente necessário fornecer informação de segurança por meio do rótulo. Essa informação é dada por códigos e símbolos de segurança, e ainda pelas frases de risco e de segurança.

Frases de Risco e Segurança, também conhecidas como **frases R/S**, é um sistema de códigos de risco e frases para descrição de compostos químicos perigosos.

Frases "R"-

São representadas pela letra R, seguida de números. Os números são separados: por um hífen (-) quando se trata de indicações distintas e por um traço oblíquo (/) quando se trata de uma indicação combinada, reunindo numa só frase vários riscos específicos.

Frases de Risco (67 simples + 36 compostas)

- R19: pode formar peróxidos explosivos
- R20: danoso à saúde, se inalado
- R21: danoso à saúde, em contato com a pele
- R22: danoso à saúde, se ingerido
- R26/28: muito tóxico, se inalado ou ingerido
- R27/28: muito tóxico, em contato com a pele e ingerido
- R36/37: irritante dos olhos e sistema respiratório
- R36/37/38: irritante dos olhos, sistema respiratório e pele
- R48/23/24/25: perigoso, de sérios danos à saúde por exposição prolongada por inalação, contato com a pele ou ingestão.

Frases "S"

Frases de segurança (64 simples + 21 compostas)

- S15: mantenha longe de calor
- S16: mantenha longe de fontes de ignição. Não fume!
- S17: mantenha longe de material combustível
- S18: manuseie e abra o frasco com cuidado
- S7/8: mantenha o frasco rigorosamente fechado e seco
- S7/9: mantenha o frasco rigorosamente fechado e em local bem-ventilado
- S7/47: mantenha o frasco rigorosamente fechado e à temperatura inferior a .. °C
- S36/37/39: use roupas de proteção adequadas, luvas e proteção facial/ocular



Uma listagem bem abrangente pode ser encontrada no site da Universidade de Michigan:
<http://orcbs.msu.edu/chemical/chemical.html>

B) Sinalização no laboratório

Pictograma é um símbolo que representa, em conceito, objeto, atividade, lugar ou evento na forma de ilustração. Pictografia é uma forma de expressar ideias através de desenhos. Podemos dizer que é uma das formas mais primitivas de escrita, que deu origem à escrita cuneiforme e aos hieróglifos.

Pictogramas são aplicados à sinalização como forma universal de comunicação.

Símbolos de aviso: Existe um conjunto de símbolos que advertem para algumas propriedades perigosas das substâncias.



E - Explosivo ou instável

Evitar choques ou colisões. Movimentar com cuidado, com adequada proteção dos olhos, pele e vestuário. Manter afastado de chamas.



Xn - Nocivo / Xi - Irritante

Provoca danos na saúde, quer em contactos casuais quer em contactos prolongados. Não se deve permitir o contacto com pele ou roupa, ingerir ou inalar. Deve ser usada máscara



F - Inflamável / F+ - Extremamente inflamável

Substância que inflama e arde com facilidade. Deve ser mantida afastada de chamas, fontes de ignição ou de calor. Não ingerir.



C - Corrosivo

Pode causar danos irreversíveis nos tecidos vivos. Não permitir o contacto com pele ou roupa. Não ingerir ou inalar. Usar luvas durante o manuseamento.



O - Oxidante ou comburente

É uma substância que, em contacto com uma fonte de ignição, permite o início ou a intensificação de uma combustão. Manter afastado de chamas. Não ingerir.



R - Radioativo

Emissão de radiações que, em doses elevadas, podem ser fatais.



T - Tóxico / T+ - Muito tóxico

Pode causar danos variáveis, até mesmo provocar a morte. Não se deve permitir o contacto com a pele ou roupa. Não ingerir ou respirar os vapores. Usar luvas durante o manuseamento.



N - Perigoso para o ambiente

Substância que provoca danos no meio ambiente. Deve ser neutralizada ou tratada antes de libertada.

C) Programa de gerenciamento de resíduos

Um programa de gerenciamento de resíduos deve utilizar o princípio da responsabilidade objetiva, em que o gerador do resíduo é o corresponsável por

seu correto tratamento e descarte, coletivo ou individual, mesmo após a saída do laboratório onde é gerado.



Em princípio, cada um é responsável pelo resíduo que gera.

O gerenciamento e a minimização de resíduos no laboratório são atitudes ambientalmente responsáveis e devem ser práticas corriqueiras em centros de pesquisa e ensino.

A construção de uma cultura de prevenção, como principal ferramenta para o controle de riscos existentes em laboratórios de ensino, constitui a melhor via para a diminuição não apenas de resíduos e de todos os custos associados à sua gestão e eliminação mas também de acidentes no laboratório. A experiência e as estatísticas demonstram que o comportamento humano representa, na grande maioria dos casos, o fator desencadeante dos acidentes laboratoriais.



Minimizando resíduos: trabalhar com quantidades menores, em massa e volume.
Nenhum resíduo pode ser descartado na pia do laboratório.

Todas as substâncias são tóxicas. Não existe substância sem toxicidade. É unicamente a dose que determina esta toxicidade (Paracelso, alquimista do século XVI).



Atividades de aprendizagem

- 1) Indique um motivo pelo qual não se devem utilizar anéis ou pulseiras num laboratório de química. Explique devidamente.
- 2) Indique um motivo pelo qual se devem prender os cabelos compridos quando se trabalha num laboratório de química. Explique devidamente.
- 3) Suponha que se declarava um incêndio nos armários onde estão guardados os jalecos.
 - a) Qual seria a classe deste incêndio? Justifique.
 - b) Indique um tipo de extintor adequado para este incêndio. Justifique.
 - c) Neste laboratório deveria ter qual sinalização:



Indique o significado de cada um destes símbolos.



4) Suponha que se declarava um incêndio num armário onde estava acondicionado álcool etílico.

- De que classe de incêndio se trataria. Justifique.
- Poderia utilizar água para combater este incêndio? Justifique sua resposta.
- Na porta do referido armário poderiam existir os seguintes sinais:



- O que significam as frases R/S.

5) Indica qual é o significado de cada um dos seguintes sinais.



6) Na figura abaixo, reproduz-se parte do rótulo de um reagente obtido no comércio.

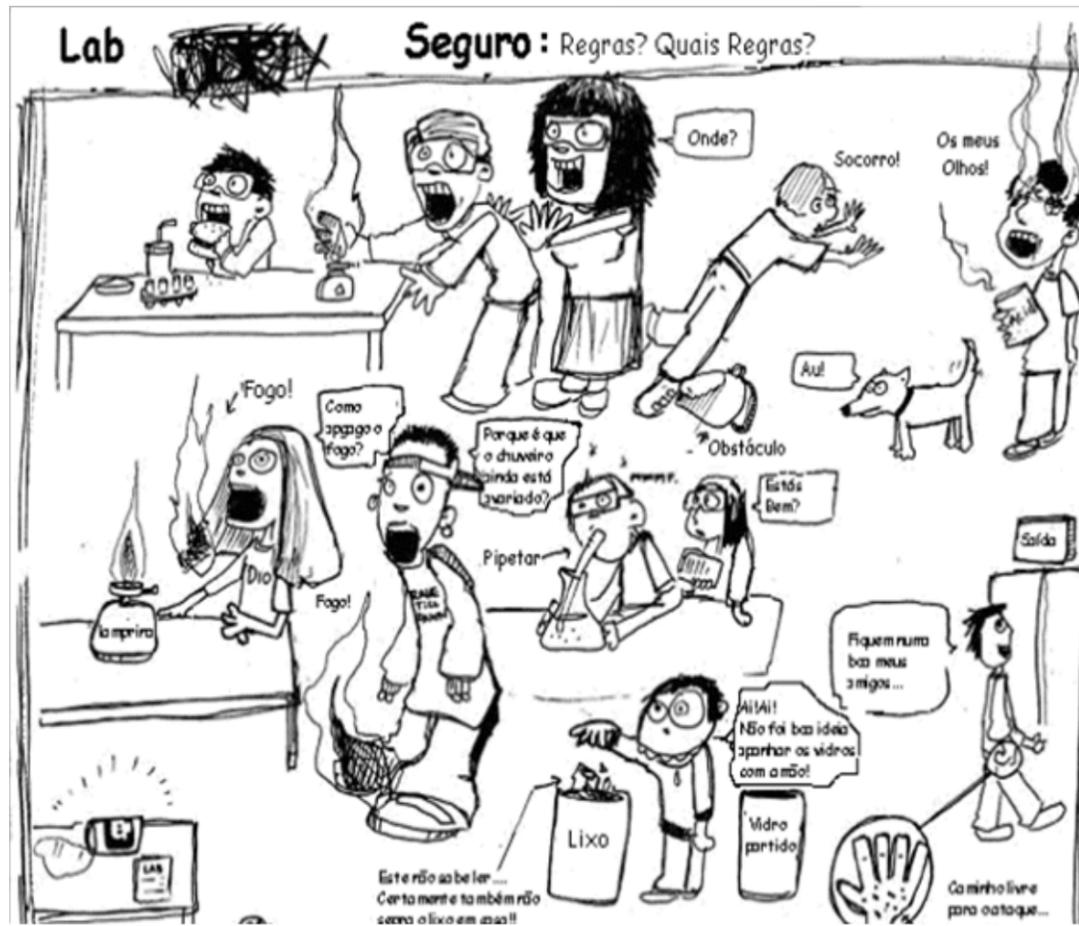


- Indique o significado dos símbolos de segurança apresentados no rótulo.
- Explique por que motivo se deve agarrar o frasco que contém este reagente sempre com o rótulo virado para a palma da mão.
- Caso ocorresse um incêndio envolvendo o produto acima referido, indique:
 - a classe do fogo que originaria
 - um agente extintor adequado.

7) Suponha que se declarava um incêndio num recipiente com o metal magnésio em pó.

- Qual seria a classe deste incêndio? Justifique.
- Indique um meio de extinção adequado para este tipo de incêndio.
- Indique um meio de extinção inadequado para este tipo de incêndio. Justifique.
- Explique a seguinte frase: "O metal magnésio em pó é incompatível com o ar".

Exercício 8 - Analise a figura a seguir e verifique quais as possíveis situações de risco



Aula 2

Equilíbrio químico

OBJETIVOS

Ao final do estudo desta lição você saberá:

- examinar o conceito de equilíbrio e definir a constante de equilíbrio;
- escrever as expressões das constantes de equilíbrio para reações homogêneas e heterogêneas e interpretar a ordem de grandeza de uma constante de equilíbrio;
- explicar a Lei de Le Chatelier;
- Identificar os ácidos;
- usar as constantes de equilíbrio.

2. INTRODUÇÃO

As reações raramente são completas: elas se processam até um estado de equilíbrio no qual as velocidades das reações em ambas direções são iguais, e, por isso, a razão das concentrações de reagentes e produtos é constante.

Reversibilidade

A maioria das reações da química analítica são reversíveis, isto é, acontecem simultaneamente nos dois sentidos opostos.

Cabe frisar que o equilíbrio é uma condição dinâmica e não estática. No equilíbrio as reações em ambas direções, direta e oposta, continuam a ocorrer. Porém as concentrações dos reagentes e produtos permanecem constantes porque no equilíbrio as velocidades das reações direta e inversa são iguais.

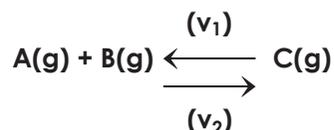
As constantes de equilíbrio são equações algébricas que descrevem a relação entre as concentrações de reagentes e produtos quando o sistema atinge o estado de equilíbrio químico. Tais relações permitem o cálculo da quantidade de analito que fica sem reagir quando se alcança um estado estacionário.



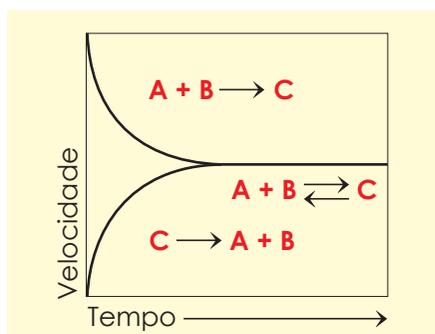
As análises que utilizam processos químicos fazem parte do campo de estudo da Química Analítica, as substâncias quantificadas e identificadas são chamadas de Analitos e os locais de onde foram retiradas estas amostras são chamados de Matriz.

- Gulberg e Waage, em 1867 descreveram o que atualmente chamamos *Lei de ação de massa*, estabelecendo que “A velocidade de uma reação é proporcional às massas ativas das substâncias que reagem presentes em qualquer momento”. A velocidade de uma reação mede-se a partir da variação das concentrações dos reagentes na unidade de tempo.

- As massas ativas podem ser concentrações ou pressões. Gulberg e Waage derivaram uma constante de equilíbrio definindo equilíbrio como “A condição quanto as velocidades das reações direta e oposta (inversa) são iguais.
- Reações químicas reversíveis em sistemas isolados estão em constante processo de formação de produtos e reconstituição de reagentes. Quando as velocidades das reações direta e inversa ficam iguais, as concentrações de produtos e reagentes no sistema permanecem constantes. Nesse exato instante dizemos que a reação atingiu o Equilíbrio Químico. Observe:



Onde v_1 velocidade da reação direta e v_2 velocidade da reação inversa.

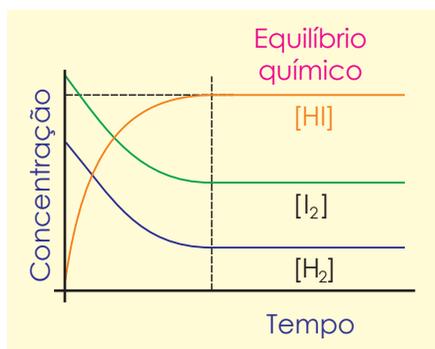


Observando o gráfico temos:

Nos instantes iniciais a velocidade da reação direta é muito alta devido a alta concentração de reagentes. Com o passar do tempo a concentração dos reagentes diminui e a velocidade da reação direta também, ao passo que a concentração dos produtos vai aumentando e a velocidade da reação inversa aumenta também. Essas reações direta e inversa se processam continuamente, até que suas

se igualam. Nesse instante o Equilíbrio Químico da reação é estabelecido e as concentrações molares no equilíbrio se mantêm constantes.

Observe um gráfico cinético da reação reversível: $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \leftrightarrow 2\text{HI}(\text{g})$



Pelo diagrama pode-se constatar que as concentrações dos reagentes e produtos ficam constantes em um dado tempo, devido ao estabelecimento do Equilíbrio Químico.

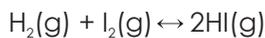
2.1 Constante de Equilíbrio Químico

Através da constante de equilíbrio podemos calcular a concentração de cada uma das espécies em equilíbrio e verificar se o sistema privilegiou a reação direta ou inversa,

estabelecendo assim o rendimento do processo químico.

A constante de equilíbrio é dada pela relação entre as velocidades direta (v_1) e inversa (v_2). A constante tem como símbolo **Kc** quando se trata de concentrações molares e **Kp** quando se trata de um sistema gasoso aferido em termos de pressão

parcial. Como no equilíbrio a velocidade direta e inversa são iguais, podemos determinar a constante de equilíbrio químico K_c , através das relações:



$$v_1 = k_1 \cdot [\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2] \quad v_2 = k_2 \cdot [\text{HI}]^2 \quad \text{no equilíbrio } v_1 = v_2$$

$$k_1 \cdot [\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2] = k_2 \cdot [\text{HI}]^2$$

$$k_1 = [\text{HI}]^2$$

$$k_2 = [\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]$$

$$K = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]}$$

Resumindo :

$K_c = [\text{Produtos}] / [\text{Reagentes}]$ levando-se em conta os coeficientes estequiométricos.

Para a equação genérica relacionada abaixo, podemos representar K_c .

$a\text{A} + b\text{B} \rightleftharpoons c\text{C} + d\text{D}$ K_c **não varia** com a concentração nem com a pressão, mas **varia** com a temperatura.

$$K_c = \frac{[\text{C}]^c [\text{D}]^d}{[\text{A}]^a [\text{B}]^b}$$

Equação 1

Quanto maior o K_c , maiores são as concentrações dos produtos em relação às dos reagentes, no equilíbrio. Quanto menor o K_c , menores são as concentrações dos produtos em relação às dos reagentes, no equilíbrio

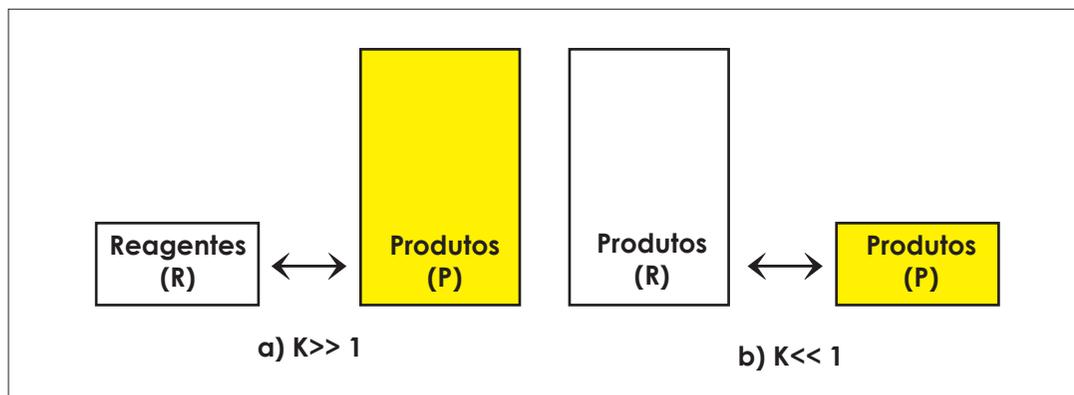


Figura 3 – Visualização do deslocamento do estado do equilíbrio através do valor da constante de equilíbrio K . a) $K \gg 1$: equilíbrio deslocado para a direita, favorável aos produtos; b) $K \ll 1$: equilíbrio deslocado para a esquerda, favorável aos reagentes.



A equação 1 é apenas uma forma aproximada de uma expressão da constante termodinâmica. A forma exata é dada pela equação levando-se em consideração as atividades das espécies envolvidas na reação.

O termo atividade é usado para medir a capacidade com que um íon toma parte em uma reação química.

O comportamento dos cátions e ânions participantes de um equilíbrio químico é significativamente influenciado pela força iônica do meio. O efeito da força iônica sobre o equilíbrio químico é quantitativamente descrito com o auxílio do conceito de ATIVIDADE, definida pela equação:

$$a_i = c_i \cdot f_i \quad (2) \text{ em que}$$

a_i = atividade do íon (moles/litro);

c_i = concentração do íon (moles/litro)

f_i = coeficiente de atividade (adimensional)

Em soluções **extremamente diluídas** a atividade se iguala a sua correspondente concentração analítica; consequentemente o coeficiente de atividade, nesses casos, é igual a unidade.

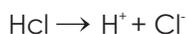
A força iônica é uma medida do campo elétrico devido aos íons existentes na solução. É representada, pelo símbolo μ e definida como a semi-soma dos termos resultantes da multiplicação da concentração molar de cada íon presente pelo quadrado de sua carga.

$$\mu = \frac{1}{2} (c_1 z_1^2 + c_2 z_2^2 + c_3 z_3^2 + \dots) = \frac{1}{2} \sum c_i z_i^2$$

em que c_1, c_2, c_3, \dots são as concentrações molares dos diferentes íons z_1, z_2, z_3, \dots as cargas correspondentes.

Exercício resolvido

Calcule a força iônica de uma solução que contenha 0,1M de HCl e 0,2M de CaCl_2 por litro de solução.



$$[\text{H}^+] = 0,1 \text{ M}$$

$$[\text{Ca}^{++}] = 0,2 \text{ M}$$

$$[\text{Cl}^-] = (0,1) + (2 \times 0,2) = 0,5 \text{ M}$$

$$\mu = \frac{1}{2} (0,1 \times 1^2 + 0,2 \times 2^2 + 0,5 \times 1^2) = \frac{1}{2} (0,1 + 0,8 + 0,5) = \frac{1}{2} (1,4)$$

$$\mu = 0,7$$

A força iônica não tem unidade, é uma grandeza do potencial elétrico da solução.

Para efeito de cálculos do coeficiente de atividade, usaremos a Lei Limite de Debye-Hückel, que leva em consideração todas as contribuições de forças presentes em uma solução. Esta lei pode ser escrita da seguinte maneira:

$$-\log f_i = A \cdot Z_i^2 \cdot \sqrt{\mu}$$

Em que, f_i = coeficiente da espécie i ,

Z_i = carga da espécie i ,

μ = força iônica da solução

Em soluções aquosas o valor de A é próximo de 0,512, de modo que a lei limite pode ser escrita assim:

$$-\log f_i = 0,512 \cdot Z_i^2 \cdot \mu$$

Equação Debye Huckel

A e B são constantes cujos valores dependem da natureza do solvente e da temperatura;
 d é o raio iônico efetivo do íon levando em conta a hidratação do mesmo;

$$\log f_i = \frac{A \cdot Z_i^2 \sqrt{\mu}}{1 + dB \sqrt{\mu}}$$

Concluindo a Equação 1 é apenas uma forma aproximada de uma expressão da constante de equilíbrio termodinâmica. A forma exata é dada pela equação:

$$K = \frac{\alpha_C X \alpha_D}{\alpha_A X \alpha_B}$$

Geralmente usamos a forma aproximada dessa equação porque isso é menos tedioso e consome menos tempo.

2.1.1 Equilíbrios gasosos homogêneos

A definição da constante de equilíbrio K em termos de pressão parcial K_p é análoga à definição de K_c (equação 1).



$$K_p = \frac{(P_C)^c (P_D)^d}{(P_A)^a (P_B)^b}$$

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n} \text{ em que } \Delta n = (c + d) - (a + b)$$

Equilíbrios heterogêneos - Os participantes sólidos não entram na expressão do K_c nem do K_p (se houver).

Exercício resolvido 1:

Para cada reação em equilíbrio dos itens abaixo, forneça a expressão de K_c e K_p .



Resolução: O sistema é homogêneo, pois todos os participantes da reação se apresentam na fase gasosa. $K_c = [\text{produtos}] / [\text{reagentes}]$ em que $[] = \text{mol/L}$

$$K_c = \frac{[NO]^2 \cdot [O_2]^1}{[NO_2]^2}$$

a unidade de K_c para este sistema é representada

$$K_c = \frac{(\text{mol/L})^2 \cdot (\text{mol/L})}{(\text{mol/L})^2} \text{ temos então } K_c = \text{mol/L}$$

$$K_p = \frac{P(\text{NO})^2 \cdot P(\text{O}_2)^1}{P(\text{NO}_2)^2}$$

a unidade de K_p para este sistema é representada
 $K_c = \frac{(\text{atm})^2 \cdot (\text{atm})^1}{(\text{atm})^2}$ temos então $K_p = \text{atm}$



Resolução: O sistema é heterogêneo, temos os participantes da reação tanto na fase sólida como na fase gasosa. Lembre-se os participantes sólidos não entram na expressão do K_c nem do K_p .

$$K_c = \frac{[\text{CO}_2]}{[\text{O}_2]}$$

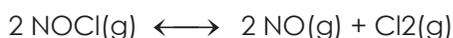
Este sistema é adimensional $K_c = \frac{\text{mol/L}}{\text{mol/L}}$

$$K_p = \frac{P(\text{CO}_2)}{P(\text{O}_2)}$$

Este sistema é adimensional $K_p = \frac{\text{atm}}{\text{atm}}$

Exercício resolvido 2

A seguinte reação:



foi estudada a 462 °C e a volume constante de 1l. Colocaram-se inicialmente 2 moles de NOCl no recipiente. Quando foi atingido o equilíbrio haviam 0.66 moles de NO. Calcular a constante de equilíbrio a esta temperatura.

Resolução: Para resolver o exercício vamos construir a seguinte tabela:

	NOCl	NO	Cl ₂
Concentração inicial	2	0	0
Varição	-0.66	+0.66	+0.33
Concentração no equilíbrio	1.34	0.66	0.33

A constante de equilíbrio pode então ser calculada, dando:

$$K_c = \frac{[\text{NO}]^2 \cdot [\text{Cl}_2]}{[\text{NOCl}]^2} \quad K_c = \frac{(0.66)^2 \cdot 0.33}{(1.34)^2} = 8 \times 10^{-2} \quad \boxed{\text{Mol L}^{-1}}$$

Exercício resolvido 3.

Um mole de H₂ e 1 mole de I₂ são introduzidos num vaso de 2 litros de capacidade. A reação é H₂ + I₂ \rightleftharpoons 2 HI. Para esta reação $K_c = 55.3$, a uma dada temperatura. Quais são as concentrações após atingido o equilíbrio?

Resolução: Construimos de novo uma tabela como a seguinte:

	H ₂	I ₂	HI
Concentração no início	1/2	1/2	0
Varição	- x	- x	+2x
Concentração no equilíbrio	0.5 - x	0.5 - x	2x

A constante de equilíbrio vem então:

$$K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]} = \frac{(2x)^2}{(0.5 - x)(0.5 - x)} = 55.3$$

Resolvida a equação obtém-se $x = 0.394$.

As concentrações de equilíbrio são então: $[H_2] = 0.106 \text{ mol/l}$; $[I_2] = 0.106 \text{ mol/l}$ e $[HI] = 0.788 \text{ mol/l}$.

2.1.2 Tipos de constantes de equilíbrio encontradas em química analítica

A Tabela 1 resume os tipos de equilíbrios químicos e as constantes de equilíbrio que são de importância na química analítica.

Tabela 1 – Equilíbrios e constantes de equilíbrios importantes na Química Analítica.

Tipo de equilíbrio	Nome e Símbolo da Constante de equilíbrio	Exemplo típico	Expressão da constante de equilíbrio
Dissociação da água	Constante de produto iônico, K_w	$2H_2O \leftrightarrow H_3O^+ + OH^-$	$K_w = [H_3O^+][OH^-]$
Equilíbrios heterogêneos entre uma substância pouco solúvel e seus íons em uma solução saturada.	Produto de Solubilidade, K_{ps} .	$BaSO_{4(s)} \leftrightarrow Ba^{2+} + SO_4^{2-}$	$K_{ps} = [Ba^{2+}][SO_4^{2-}]$
Dissociação de um ácido ou base fraca	Constante de dissociação, K_s ou K_b	$CH_3COOH + H_2O \leftrightarrow H_3O^+ + CH_3COO^-$ $CH_3COO^- + H_2O \leftrightarrow OH^- + CH_3COOH$	$K_s = [H_3O^+][CH_3COO^-]$ $K_b = [OH^-][CH_3COOH]$
Formação de um íon complexo	Constante de formação, β_n	$Ni^{2+} + 4CN^- \leftrightarrow Ni(CN)_4^{2-}$	$\beta_4 = \frac{[Ni(CN)_4^{2-}]}{[Ni^{2+}][CN^-]^4}$
Equilíbrio de oxidação - redução	K_{redox}	$MnO_4^- + 5Fe^{2+} + 8H^+ \leftrightarrow Mn^{2+} + 5Fe^{3+} + 4H_2O$	$K_{redox} = \frac{[Mn^{2+}][Fe^{3+}]^5}{[MnO_4^-][Fe^{2+}]^5[H^+]^8}$
Equilíbrio de partição para um soluto entre solventes imiscíveis	K_d	$I_{2(aq)} \leftrightarrow I_{2(org)}$	$K_d = \frac{[I_{2(org)}]}{[I_{2(aq)}]}$

Fonte: Skoog *et al.* (2008)

2.1.3 Deslocamento de Equilíbrio (Princípio de Le Chatelier)

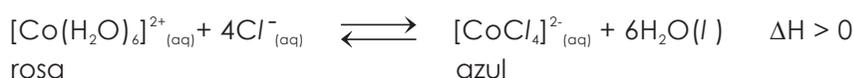
Se sobre o sistema em equilíbrio é imposta uma perturbação (ação qualquer) externa, o sistema reagirá no sentido de neutralizar esta perturbação (Le Chatelier).

- Os equilíbrios químicos são dinâmicos e sensíveis às mudanças ou às perturbações. Quando um sistema em equilíbrio é perturbado, devem ocorrer reações químicas para que ele seja restabelecido. Esta perturbação pode ser o aumento, ou diminuição da concentração dos reagentes ou produtos, aumento ou diminuição do volume do frasco que contém as substâncias em equilíbrio, o aumento ou diminuição da temperatura. O resumo a seguir ilustra todas as situações possíveis:
- **Equilíbrio e temperatura** (lei de van't Hoff).
Um **aumento** da temperatura desloca o equilíbrio para a **reação endotérmica**. Uma **diminuição** da temperatura desloca o equilíbrio para a **reação exotérmica**.
- **Equilíbrio e pressão**
Um **aumento** da pressão desloca o equilíbrio para a reação que ocorre com **contração de volume**.
Uma **diminuição** da pressão desloca o equilíbrio para a reação que ocorre com **expansão de volume**.
- **Equilíbrio e concentração**
Um **aumento** da concentração de um participante desloca o equilíbrio no sentido da reação em que este participante é **consumido**.
Uma **diminuição** da concentração de um participante desloca o equilíbrio no sentido da reação em que este participante é **formado**.
- **Equilíbrio e catalisador**
O catalisador não desloca equilíbrio, apenas diminui o tempo necessário para atingi-lo.



Atividades de aprendizagem 1

Quando se dissolve cloreto de cobalto (II) em ácido clorídrico, $\text{HCl}(\text{aq})$, ocorre o seguinte equilíbrio:



À temperatura ambiente, a cor dessa solução é violeta.

- a) O que acontece com a cor da solução quando ela é aquecida? Justifique a resposta.
- b) O que acontece com a cor da solução quando se adiciona mais ácido clorídrico? Justifique a resposta.

Curiosidade 1: Corais

Os recifes de corais são encontrados apenas em águas quentes. Esse fato é determinado pela pequena quantidade de $\text{CO}_2(\text{g})$ dissolvido nas águas quentes, isso faz com que o equilíbrio químico representado a seguir seja deslocado no sentido de formação de $\text{CaCO}_3(\text{s})$ elevando sua precipitação e aumentando o volume dos recifes de corais.



2.2 Conceito de equilíbrio químico aplicado a soluções de eletrólitos

2.2.1 Força de um eletrólito

A água é o solvente mais disponível na Terra: é facilmente purificada e não é tóxica. Encontra, portanto, amplo uso como meio para a realização de análises químicas.

A maioria dos solutos que discutiremos são eletrólitos, os quais formam íons quando dissolvidos em água (ou em alguns outros solventes) e assim produzem eletricidade.

Essencialmente os eletrólitos fortes ionizam-se completamente em um solvente, enquanto os eletrólitos fracos ionizam-se apenas parcialmente. A Tabela 2 apresenta vários solutos que agem como eletrólitos fortes e fracos em água. Entre os eletrólitos fortes listados encontram-se ácidos, bases e sais.

Tabela 2 - Sumário de eletrólitos fracos e eletrólitos fortes segundo King (1981)

Fortes	Fracos
1- Os ácidos fortes mais comuns são HCl , HBr , HI , HNO_3 , H_2SO_4 , HClO_3 , HClO_4	1- A maior parte dos ácidos são eletrólitos fracos por exemplo H_2CO_3 , H_3BO_3 , H_3PO_4 , H_2S , H_2SO_3 e a maioria dos ácidos orgânicos.
2- Os hidróxidos alcalinos e alcalinos terrosos são bases fortes.	2- Amônia e a maioria das bases orgânicas
3- A maioria dos sais	3- Haletos, cianetos e tiocianatos de Hg , Zn e Cd .

2.2.2 Grau de ionização ou de dissociação

Define-se para ácidos e bases respectivamente o grau de ionização ou de dissociação α , calculado pela expressão:

$$\alpha = \frac{\text{quantidade de matéria ionizada ou dissociada}}{\text{quantidade de matéria inicial}}$$

O grau de ionização ou de dissociação é indicador da força de um ácido ou de uma base. Quanto maior o valor de α mais forte será o ácido ou a base e vice versa.

A força de um ácido ou de uma base está diretamente relacionada ao grau de ionização ou de dissociação da substância, assim como o valor de K_i . Os valores de α e K_i são tabelados e devem ser consultados sempre que necessário.

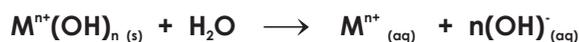
Tabela 3 :Grau de ionização, constante de ionização e força ácida dos principais ácidos

Ácido	Fórmula	Grau de ionização (%)	1ª Constante de ionização (K_i)	Temp. (°C)	Força ácida
Iodídrico	HI	95			FORTE
Bromídrico	HBr	93,5			FORTE
Clorídrico	HCl	92,5	$1,00 \cdot 10^7$	25	FORTE
Sulfúrico	H ₂ SO ₄	61	$4,00 \cdot 10^{-1}$	20	FORTE
Nítrico	HNO ₃	92			FORTE
Sulfuroso	H ₂ SO ₃	30	$1,66 \cdot 10^{-2}$	18	SEMIFORTE
Carbônico	H ₂ CO ₃	30			SEMIFORTE
Fosfórico	H ₃ PO ₄	27	$7,46 \cdot 10^{-3}$	20	SEMIFORTE
Fluorídrico	HF	8,5	$6,70 \cdot 10^{-4}$	25	SEMIFORTE
Sulfídrico	H ₂ S	0,076	$9,10 \cdot 10^{-8}$	20	FRACO
Bórico	H ₃ BO ₃	0,075	$5,27 \cdot 10^{-10}$	20	FRACO
Cianídrico	HCN	0,008	$4,79 \cdot 10^{-10}$	18	FRACO
Acético	CH ₃ COOH	1,34	$1,80 \cdot 10^{-5}$	20	FRACO

Fonte: Martha Reis, 2001.

2.2.3. Grau de Dissociação Iônica de Hidróxidos

Os hidróxidos metálicos no estado cristalino são compostos iônicos (apresentam eletrólise ígnea) e portanto não é a sua dissolução em água que produz íons em solução, a função da água é separar os cátions metálicos M^{n+} dos ânions hidroxila (OH⁻) já existentes no retículo cristalino, solvatá-los e mantê-los dispersos na solução:



Portanto os hidróxidos metálicos solúveis em água (metais alcalinos e alcalinos terrosos) constituem as únicas bases fortes inorgânicas pois apresentam um grau de dissociação aparente maior do que 75%.

Os hidróxidos de outros metais, em geral, são insolúveis em água e praticamente não se dissociam eletroliticamente mas precipitam em presença da água e portanto são classificados como bases fracas.

A única base inorgânica que não é formada por um metal é o hidróxido de amônio, que se obtém pela dissolução do gás amônia (NH₃) em água e que constitui a única base fraca inorgânica solúvel em água.

Uma pequena parte das moléculas de NH₃ dissolvidas em água reage com a água e da reação resulta a formação de íons NH₄⁺ e OH⁻. Assim o hidróxido de amônio não existe no estado sólido ou cristalino, mas só em solução na forma de um sistema em equilíbrio:



2.2.4 Grau de Dissociação Iônica de Sais

A análise por difração de raios-X mostra que a grande maioria dos sais metálicos não complexos são compostos iônicos já no estado cristalino (o que também é confirmado pela eletrólise ígnea) e portanto não é a sua dissolução em água que produz os íons em solução. A função da água é separar os cátions metálicos Mⁿ⁺ dos ânions X^{p-} já existentes no retículo cristalino, solvatá-los e mantê-los dispersos em solução:



A interação existente entre os cátions e os ânions formando pares iônicos faz com que os valores experimentais para o grau de dissociação iônica aparente não seja 100% para todos os eletrólitos fortes salinos e seja muito inferior por exemplo para o ZnSO₄ (40%). Também existe uma pequeníssima minoria de sais não complexos que são pouco dissociados e que são portanto eletrólitos fracos como por exemplo o cianeto mercúrico, o acetato de chumbo e os haletos de cádmio.

Tabela 4: Grau de Dissociação Iônica **aparente** de alguns sais mais comuns em solução 0.1 N a 18°C obtidos a partir de medidas de Condutividade.

Sal	α	Sal	α
KCl	86%	K ₂ SO ₄	73%
NaCl	86%	Na ₂ CO ₃	70%
KnO ₃	82%	ZnSO ₄	40%
AgNO ₃	82%	CuSO ₄	30%
NaCH ₃ COO	80%	HgCl ₂	<1%
BaCl ₂	75%	Hg(CN) ₂	<<1 %

2.2.5 Equilíbrio Iônico

Trata-se de um sistema em equilíbrio em que há pelo menos um íon no equilíbrio.

Constante de equilíbrio iônico (K_i)

Dedução do K_i : Dado a ionização do ácido nítrico

Temos que a constante de equilíbrio envolvendo as concentrações das espécies envolvidas é $K_c = \frac{[\text{Produtos}]}{[\text{Reagentes}]}$ em que :



$$K_c = \frac{[\text{H}^+_{(aq)}] \cdot [\text{NO}^-_3]}{[\text{H}_2\text{O}] \cdot [\text{HNO}_3]} \quad K_c \cdot [\text{H}_2\text{O}] = \frac{[\text{H}^+_{(aq)}] \cdot [\text{NO}^-_3]}{[\text{HNO}_3]} \quad K_i = \frac{[\text{H}^+_{(aq)}] \cdot [\text{NO}^-_3]}{[\text{HNO}_3]}$$

Sinônimos do K_i

- Constante de equilíbrio para ácidos (K_a) ou constante de ionização para ácidos (K_a).
- Constante de equilíbrio iônico para base (K_b) ou constante de dissociação para base (K_b).
- Constante de equilíbrio iônico para água ou produto iônico da água (K_w).
- Constante de hidrólise (K_h).

Não se define equilíbrio iônico para compostos tipicamente iônicos, ou seja, bases fortes e sais solúveis provenientes de reações de ácido forte com base forte, pois sua dissociação é considerada 100% e, portanto, o sistema é simples e não reversível, sendo assim, jamais entrará em equilíbrio.

Exemplo

Constante de ionização de ácidos e bases

A ionização do ácido acético: $\text{CH}_3\text{COOH} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+$

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] [\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

A ionização da amônia : $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+] [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

$[\text{H}_2\text{O}]$ não entra na expressão de constantes de equilíbrio em solução aquosa.

Cada etapa da ionização tem sua constante, representada por K_1, K_2, K_3, \dots , sendo $K_1 \gg K_2 \gg K_3 \gg \dots$

No caso dos poliacidos, a $[H^+]$ pode ser considerada como proveniente só da primeira etapa da ionização (K_1).

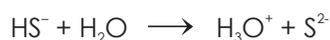
Poliácidos são ácidos que apresentam mais de um hidrogênio ionizável (H^+). Quando em água ioniza-se um H^+ de cada vez.

Aplicações; dado o sistema em equilíbrio, esquematize o K_i :

Importante: $K_1 > K_2$ e $K_n = K_1 \cdot K_2$



$$K_1 = \frac{[H^+][HS^-]}{[H_2S]} = \text{constante de ionização do ácido } H_2S$$



$$K_2 = \frac{[H^+][S^{2-}]}{[HS^-]} = \text{constante de ionização do ácido } HS^-$$

Cada etapa da ionização tem sua constante, representada por K_1, K_2, K_3, \dots , sendo $K_1 \gg K_2 \gg K_3 \gg \dots$

No caso dos poliacidos, a $[H^+]$ pode ser considerada como proveniente só da primeira etapa da ionização (K_1).

$$K = \frac{\alpha^2}{1 - \alpha^2} \cdot |\text{eletrólito}|_{\text{inicial}}$$

2.2.6 Lei da diluição de Ostwald

Equação matemática que relaciona a constante de ionização (K) com o grau de ionização (α) e a concentração molar de uma solução de um ácido ou base.

Para eletrólito fraco $\alpha = \text{zero}$ (portanto $1 - \alpha = 1$) então temos: $K = \alpha^2 |\text{eletrólito}|_{\text{inicial}}$.

O grau de ionização de um eletrólito aumenta com a diluição ou com a diminuição da concentração em mol/L de eletrólito.

Diluindo um ácido fraco, aumenta o α mas diminui a $[H^+]$.

Diluindo uma base fraca, aumenta o α mas diminui a $[OH^-]$.

$[H^+] = \alpha \cdot M$ Fórmula válida para monoácidos.



Atividades de aprendizagem 2

O ácido butanóico é o responsável pelo odor de alguns queijos e também da manteiga rançosa. Verifica-se que em uma solução 0,04 mol/L desse monoácido a concentração hidrogeniônica (isto é, $[H^+]$ é $8 \cdot 10^{-4}$ mol/L. Determine o valor de K_a para esse ácido. Dado:

$$K_a = \frac{\alpha^2 \cdot M}{1 - \alpha} \rightarrow \text{Lei da diluição de Ostwald para monoácidos}$$

$$K_a = \alpha^2 \cdot M \rightarrow \text{Simplificação para monoácidos fracos.}$$

$$\alpha = \frac{\text{quantidade de matéria ionizada ou dissociada}}{\text{quantidade de matéria inicial}}$$

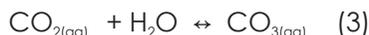
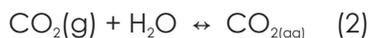


Atividades de aprendizagem 3

Qual o valor de $[H^+]$ numa solução 0,01 mol/L de um monoácido que apresenta $K_a = 4 \cdot 10^{-6}$?

Curiosidade 2: O calcário e as grutas calcárias

O processo de formação das grutas calcárias é um bom exemplo de sistema de equilíbrios químicos múltiplos, começando com a degradação da matéria orgânica



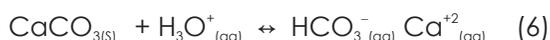
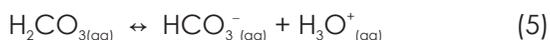
existente nas camadas superiores do solo, com a conseqüente formação de gás carbônico, $\text{CO}_2(\text{g})$. A solubilidade do gás carbônico em água é decorrente da sua pressão parcial, ou seja, com o aumento desta pressão, devido à decomposição da matéria orgânica, há um aumento na concentração do CO_2 dissolvido na água ($\text{CO}_{2(\text{aq})}$). O $\text{CO}_{2(\text{aq})}$ reage com as moléculas da água dando origem ao ácido carbônico. Essa reação é típica dos anidridos (anidrido+água = ácido).

Como todo ácido fraco, o ácido carbônico se dissocia, parcialmente, produzindo o ânion correspondente (bicarbonato) e o íon hidronium (hidrogênio ácido). Esse hidrogênio ácido promove, então, a dissolução do carbonato – por exemplo, carbonato de cálcio - dando origem ao processo de formação das cavernas.

Embora possa parecer que as moléculas de água produzidas na reação (1) sejam as consumidas na reação (2), na realidade, as moléculas de água da segunda reação representam a água da chuva que penetra no solo, dissolve e arrasta o CO_2 produzido. Essa água da chuva enriquecida em gás carbônico promoverá a dissolução dos carbonatos existentes nas camadas mais profundas do solo.

O efeito do CO_2 na diminuição do pH da água da chuva pode ser facilmente comprovado. Após os momentos iniciais de uma chuva, recolha água em um copo limpo e meça o pH (use um pHmetro, uma fita indicadora de pH ou mesmo um indicador de pH feito com extratos naturais). Deixe em repouso por algumas horas e torne a medir o pH. Você notará uma diminuição no valor observado, devendo se estabilizar em torno de 5,7.

De modo a facilitar a compreensão, usualmente, as equações químicas (2) e (3) são unidas em uma só:



Repare que, a partir da equação (4), temos equações que representam equilíbrios químicos reversíveis, podendo ser descritos pelas respectivas constantes de equilíbrio:

$$K = \frac{[\text{H}_2\text{CO}_3]}{P_{\text{CO}_2}} \quad (7)$$

$$K_{a1} = \frac{[\text{HCO}_3^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]} \quad (8)$$

$$K = \frac{[\text{HCO}_3^-][\text{Ca}^{+2}]}{[\text{H}_3\text{O}^+]} \quad (9)$$

Sabemos que, ao somarmos equações químicas, multiplicamos as constantes de equilíbrio, desta forma:



$$K = \frac{[\text{HCO}_3^-][\text{Ca}^{+2}]}{P_{\text{CO}_2}} \quad (11)$$

Note que uma diminuição na pressão parcial do $\text{CO}_2(\text{g})$ acarretará uma diminuição da concentração de Ca^{+2} em solução, ou seja, na precipitação do carbonato de cálcio, em parte, que havia sido dissolvido anteriormente. Essa precipitação, no interior das cavernas, ocorre na forma de estalactites e estalagmites (Figura 4).

2.3 Kw, pH e pOH

Primeiramente vejamos o que significa cada uma das siglas:

Kw = Produto iônico da água

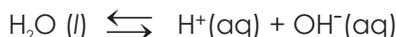
pH = Potencial hidrogeniônico

pOH = Potencial hidroxiliônico

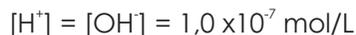
Kw é a constante que representa o Equilíbrio iônico da água, para atingir o equilíbrio é necessário que as moléculas de água sejam quebradas, esse processo é possível através das colisões intermoleculares do meio aquoso. Veja a equação que representa o processo:



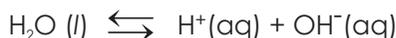
Na água pura, a concentração de íons H^+ é sempre igual à concentração de íons OH^- , pois cada molécula de água ionizada é originada de um íon H^+ e um íon OH^- .



H_2O pura a 25°C : as concentrações em mol/L de H^+ e OH^- são iguais entre si e apresentam um valor igual a $1,0 \times 10^{-7}$ mol/L.



Então, se considerarmos o equilíbrio da água teremos:



$$K_c = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} \text{ em que } [\text{H}_2\text{O}] = \text{constante}$$

$$K_c = [\text{H}_2\text{O}] = [\text{H}^+][\text{OH}^-] \text{ (produto iônico da água)}$$

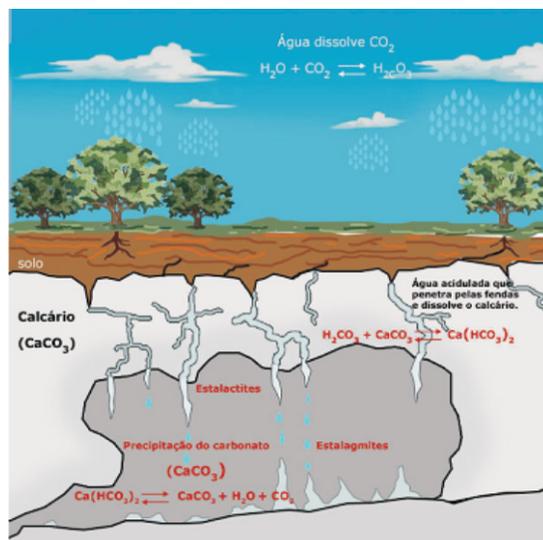


Figura 4 - Formação de Estalactites e estalagmites.

Baseando-se nos valores de $[H^+]$ e $[OH^-]$, o valor de K_w pode ser calculado: $K_w = 1,0 \times 10^{-7} \cdot 1,0 \times 10^{-7}$

A uma temperatura de 25°C: $K_w = 1,0 \times 10^{-14}$

pH e *pOH*: As relações abaixo representam esses valores:

$$pH = -\log [H^+] \quad e \quad pOH = -\log [OH^-]$$

A escala de pH é representada por valores de 0 a 14 (vide Figura 5), uma vez que, quanto mais ácida for a solução, menor será o pH e quanto mais básica for a solução, maior será o pH.

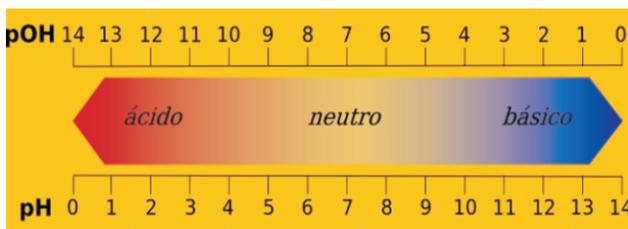


Figura 5 - Escala de pH

pH < 7 - solução ácida

pH > 7 - solução básica

pH = pOH = 7 - solução neutra.

Quanto menor o pH, mais ácida e menos básica é a solução.

Quanto maior o pH, menos ácida e mais básica é a solução.

A água é considerada um líquido neutro por ser o que menos se dissocia ou ioniza. A quantidade de moléculas dissociadas ou ionizadas na água é muito pequena, em relação ao total de moléculas, bem como são pequenas as quantidades de íons H^+ e OH^- , em solução. Para cada 1 molécula de água dissociada em H^+ e OH^- , há 10.000.000 de moléculas não dissociadas. A concentração do H^+ na água, portanto, é de $1/10.000.000$ ou seja 0,0000001, conforme representado na Figura 6.



Dissociação da água:

1 molécula dissociada, para cada 10.000.000 de moléculas não dissociadas.

Concentração de H^+ na água:

$$\frac{1}{10.000.000} \quad \text{ou} \quad 0,0000001 \quad \text{ou} \quad \frac{1}{10^7} \quad \text{ou} \quad 1 \times 10^{-7}$$

Figura 6 - Ilustra a dissociação da água e as diversas formas de expressar a concentração dos íons hidrogênio dissociados

Exercícios resolvidos

1. Qual o pH de uma solução cuja concentração hidrogeniônica $[H^+]$ é 10^{-8} ?

$$[H^+] = 10^{-8}$$

$$pH = \log[H^+] \rightarrow pH = \log \frac{1}{[H^+]} \rightarrow pH = \log \frac{1}{10^{-8}} \rightarrow pH = \log 10^8$$

$$pH = 8$$

2. Calcular o pH de um meio cuja concentração hidrogeniônica é 0,01 mol/L.

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

$$pH = -\log[H^+] \rightarrow pH = \frac{1}{[H^+]} \rightarrow pH = \log \frac{1}{10^{-2}} \rightarrow pH = \log 10^2$$

$$pH = 2$$

3. Qual é o pH de uma solução cuja concentração hidroxiliônica é de 0,1 mol/L?

$$[OH^-] = 0,1 \text{ mol/L} \rightarrow [OH^-] = 10^{-1} \text{ mol/L}$$

$$pOH = -\log[OH^-] \rightarrow pOH = \log \frac{1}{[OH^-]} \rightarrow pOH = \log \frac{1}{10^{-1}}$$

$$pOH = \log 10^1 \rightarrow pOH = 1$$

$$pH + pOH = 14 \rightarrow pH + 1 = 14 \rightarrow pH = 14 - 1 \rightarrow pH = 13$$

4. Calcular o pH de uma solução de ácido clorídrico – HCl – 0,1M

ácido forte $\rightarrow \alpha = 100\%$



$$0,1 \rightarrow 1 \times 0,1M$$

$$[H^+] = M \times \alpha \rightarrow [H^+] = 0,1 \times 1 \rightarrow [H^+] = 0,1 \rightarrow [H^+] = 10^{-1}$$

$$pH = \log[H^+] \rightarrow pH = \log \frac{1}{[H^+]} \rightarrow pH = \log \frac{1}{10^{-1}}$$

$$pH = 10^1 \rightarrow pH = 1$$

5. Determine o pH de uma solução 0,005M de ácido sulfúrico?

ácido forte $\rightarrow \alpha = 100\%$



$$0,005M \quad 2 \times 0,005M$$

$$[H^+] = M \times \alpha \rightarrow [H^+] = 2 \times 0,005 \rightarrow [H^+] = 0,010 \rightarrow [H^+] = 10^{-2}$$

$$pH = \log[H^+] \rightarrow pH = \log \frac{1}{[H^+]} \rightarrow pH = \log \frac{1}{10^{-2}}$$

$$pH = \log 10^2 \rightarrow pH = 2$$

6. Uma solução apresenta concentração hidrogeniônica igual a 10^{-11} mol/L.
Qual é o seu pOH?

$$[H^+] = 10^{-11} \text{ mol/L}$$

$$pH = -\log[H^+] \rightarrow pH = \log \frac{1}{[H^+]} \rightarrow pH = \log \frac{1}{10^{-11}}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] \rightarrow \text{pH} = \log \frac{1}{[\text{H}^+]} \rightarrow \text{pH} = \log \frac{1}{10^{-11}}$$

$$\text{pH} = \log 10^{11} \rightarrow \text{pH} = 11$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \rightarrow 11 + \text{pOH} = 14 \rightarrow \text{pOH} = 14 - 11 \rightarrow \text{pOH} = 3$$

7. Foi preparada uma solução 0,04M de ácido clorídrico (HCl).

Descobrir o seu pOH.

ácido forte $\rightarrow \alpha = 100\%$



$$0,04\text{M} \quad 1 \times 0,04\text{M}$$

$$[\text{H}^+] = M \times \alpha \rightarrow [\text{H}^+] = 0,04 \times 1 \rightarrow [\text{H}^+] = 0,04 \rightarrow [\text{H}^+] = 4 \times 10^{-2}$$

$$\text{pH} = \log[\text{H}^+] \rightarrow \text{pH} = \log \frac{1}{[\text{H}^+]} \rightarrow \text{pH} = \log \frac{1}{4 \times 10^{-2}}$$

$$\text{pH} = \log 10^2 - \log 4 \rightarrow \text{pH} = 1,4$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \rightarrow 1,4 + \text{pOH} = 14 \rightarrow \text{pOH} = 14 - 1,4 \rightarrow \text{pOH} = 12,6$$

8. Foi preparada uma solução 0,8M de hidróxido de sódio (NaOH). Qual o seu pH?

base forte $\rightarrow \alpha = 100\%$



$$0,8\text{M} \quad 1 \times 0,8\text{M}$$

$$[\text{OH}^-] = M \times \alpha \rightarrow [\text{OH}^-] = 0,8 \times 1 \rightarrow [\text{OH}^-] = 0,8 \rightarrow [\text{OH}^-] = 8 \times 10^{-1}$$

$$\text{pOH} = \log[\text{OH}^-] \rightarrow \text{pOH} = \log \frac{1}{[\text{OH}^-]} \rightarrow \text{pOH} = \log \frac{1}{8 \times 10^{-1}}$$

$$\text{pOH} = \log 10^1 - \log 8 \rightarrow \text{pOH} = 1 - 0,9 \rightarrow \text{pOH} = 0,1$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \rightarrow \text{pH} + 0,1 = 14 \rightarrow \text{pH} = 14 - 0,1 \rightarrow \text{pH} = 13,9$$

9. Qual o pH de uma solução 0,2M de ácido acético (HAc), sabendo que, nessa diluição, o grau de ionização é igual a 0,5%?

$$\text{ácido} \rightarrow \alpha = 0,5\% \quad \alpha = \frac{0,5}{100} \quad \alpha = 5 \times 10^{-3}$$



$$[\text{H}^+] = M \times \alpha \rightarrow [\text{H}^+] = 0,2 \times 5 \times 10^{-3} \rightarrow [\text{H}^+] = 1 \times 10^{-3} \rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-3}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] \rightarrow \text{pH} = \log \frac{1}{[\text{H}^+]} \rightarrow \text{pH} = \log \frac{1}{10^{-3}}$$

$$\text{pH} = \log 10^3 \rightarrow \text{pH} = 3$$

10. Em uma solução aquosa 0,1M, o ácido acético (HAc) está 1% ionizado. Calcular a concentração hidrogeniônica e o pH da solução.

$$\text{ácido} \rightarrow \alpha = 0,1\% \quad \alpha = \frac{1}{100} \quad \alpha = 1 \times 10^{-2}$$



$$[\text{H}^+] = M \times \alpha \rightarrow [\text{H}^+] = 0,1 \times 1 \times 10^{-2} \rightarrow [\text{H}^+] = 1 \times 10^{-3}$$

$$\rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-3} \leftarrow (\text{concentração hidrogeniônica})$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] \rightarrow \text{pH} = \log \frac{1}{[\text{H}^+]} \rightarrow \text{pH} = \log \frac{1}{10^{-3}}$$

$$\text{pH} = \log 10^3 \rightarrow \text{pH} = 3$$

11. Qual é a concentração de íons H^+ de uma cerveja cujo pH é 4,5

$$\text{pH} = 4,5 \rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-4,5} \text{M}$$

$$[\text{H}^+] = 10^{-4,5} \rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-\frac{9}{2}}$$

$$[\text{H}^+] = \sqrt{10^{-9}} \rightarrow [\text{H}^+] = \sqrt{10 \times 10^{-10}}$$

$$[\text{H}^+] = \sqrt{10} \times 10^{-5} \rightarrow [\text{H}^+] = 3,16 \times 10^{-5} \text{mol/L}$$

Podemos raciocinar que $[\text{H}^+]$ está compreendido entre 10^{-5} e 10^{-4} mol/L

12. O pH de uma solução de ácido clorídrico é 2. Adicionando-se um litro de água a um litro de solução de ácido clorídrico, qual o novo pH?

$$\text{pH} = 2 \rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-2}$$

calculando a diluição:

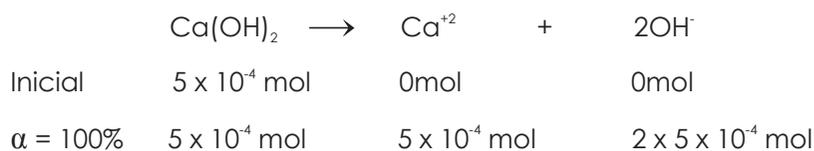
$$[\text{H}^+]_{\text{inicial}} \times V_{\text{inicial}} = [\text{H}^+]_{\text{final}} \times V_{\text{final}} = 10^{-2} \times 1 = [\text{H}^+]_{\text{final}} \times 2$$

$$\frac{10^{-2}}{2} = [\text{H}^+]_{\text{final}} \rightarrow 0,5 \times 10^{-2} = [\text{H}^+]_{\text{final}} \rightarrow 0,5 \times 10^{-3} = [\text{H}^+]_{\text{final}}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] \rightarrow \text{pH} = \log \frac{1}{[\text{H}^+]} \rightarrow \text{pH} = \log \frac{1}{5 \times 10^{-3}}$$

$$\text{pH} = 10^3 - \log 5 \rightarrow \text{pH} = 3 - 0,7 \rightarrow \text{pH} = 2,3$$

13. Dissolveu-se 5×10^{-4} mol do eletrólito forte $\text{Ca}(\text{OH})_2$ em água para obterem-se 100 mL de uma solução saturada desse hidróxido. Qual será o pH dessa solução?



$$V = 100\text{mL} \rightarrow V = 0,1\text{L}$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{n_1}{V} \rightarrow [\text{OH}^-] = \frac{2 \times 5 \times 10^{-4}}{0,1} \rightarrow [\text{OH}^-] = \frac{10 \times 10^{-4}}{10 \times 10^{-1}}$$

$$[\text{OH}^-] = 10 \times 10^{-4} \times 10 \rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-2}\text{M}$$

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] \rightarrow \text{pOH} = \log \frac{1}{[\text{OH}^-]} \rightarrow \text{pOH} = \log \frac{1}{10^{-2}}$$

$$\text{pOH} = \log 10^2 \rightarrow \text{pOH} = 2$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \rightarrow \text{pH} + 2 = 14 \rightarrow \text{pH} = 14 - 2 \rightarrow \text{pH} = 12$$

14. A 3g de ácido acético (HAc – Massa molar 60g/mol) foi adicionada água suficiente para completar 500 mL de solução. Sabendo que nessa concentração o grau de ionização do ácido é de 1%, calcule, para essa solução:

- a) concentração hidrogeniônica – $[\text{H}^+]$;
- b) potencial hidrogeniônico - pH;
- c) concentração hidroxiliônica – $[\text{OH}^-]$;
- d) potencial hidroxiliônico - pOH

$$V = 500\text{mL} \rightarrow V = 0,5\text{L}$$

$$M_r = \frac{m_1}{M_1 \times V} \rightarrow M_r = \frac{3}{60 \times 0,5} \rightarrow M_r = 0,1\text{mol/L}$$

$$\alpha = 1\% \rightarrow \alpha = \frac{1}{100} \rightarrow \alpha = 0,01 \rightarrow \alpha = 10^{-2}$$

$$\text{a) } [\text{H}^+] = M \times \alpha \rightarrow [\text{H}^+] = 0,1 \times 10^{-2} \rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-3}$$

$$\text{b) } \text{pH} = -\log[\text{H}^+] \rightarrow \text{pH} = \log \frac{1}{[\text{H}^+]} \rightarrow \text{pH} = \log \frac{1}{10^{-3}}$$

$$\text{pH} = \log 10^3 \rightarrow \text{pH} = 3$$

$$\text{c) } [\text{OH}^-] \times [\text{H}^+] = 10^{-14} \rightarrow [\text{OH}^-] \times 10^{-3} = 10^{-14} \rightarrow [\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{10^{-3}}$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-14} \times 10^3 = [\text{OH}^-] = 10^{-11}$$

$$\text{d) } \text{pOH} = 11$$

15. Temos uma solução 0,05M de hidróxido de amônio (NH_4OH). Calcular o pH e o pOH dessa solução, sabendo que a constante de ionização da base é 2×10^{-5} .

$$\text{base fraca} \rightarrow K_b = M\alpha^2 \rightarrow 2 \times 10^{-5} = 0,05\alpha^2 \rightarrow \frac{2 \times 10^{-5}}{0,05} = \alpha^2$$

$$\sqrt{4 \times 10^{-4}} = \alpha \rightarrow 2 \times 10^{-2} = \alpha$$



$$0,05M \quad 2 \times 10^{-2} \times 0,05M$$

$$[OH^-] = 2 \times 10^{-2} \times 0,05M \rightarrow [OH^-] = 2 \times 10^{-2} \times 5 \times 10^{-2} \rightarrow [OH^-] = 10 \times 10^{-2} \times 10^{-2}$$

$$[OH^-] = 10^{-3}$$

$$pOH = 10^{-3}$$

$$pOH = -\log[OH^-] \rightarrow pOH = \log \frac{1}{[OH^-]} \rightarrow pOH = \log \frac{1}{10^{-3}}$$

$$pOH = \log 10^3 \rightarrow pOH = 3$$

$$pH + pOH = 14 \rightarrow pH + 3 = 14 \rightarrow pH = 14 - 3 \rightarrow pH = 11$$

16. Qual o pH e o pOH de uma solução cuja concentração hidrogeniônica é $5 \times 10^{-5}M$? Dado: $\log 5 = 0,7$

$$[H^+] = 5 \times 10^{-5}M$$

$$\log[H^+] = \log 5 + \log 10^{-5}$$

$$\log[H^+] = 0,7 - 5$$

$$\log[H^+] = -4,3$$

$$-\log[H^+] = 4,3$$

$$pH = 4,3$$

$$pH + pOH = 14$$

$$4,3 + pOH = 14$$

$$pOH = 9,7$$

17. Qual a variação de pH de uma solução de ácido acético, quando se adiciona acetato de sódio?



Adiciona-se acetato de sódio



Há um aumento de concentração de Ac^- e o equilíbrio é deslocado no sentido de formação de HAc, causando uma diminuição da $[H^+]$ e, portanto, um aumento do pH.

18. Se o pH da coca cola (Figura 7) é 3,12, qual a Concentração Hidrogeniônica?

$$[H^+] = ???$$

$$pH = -\log [H^+]$$

$$\text{então temos } -pH = \log [H^+]$$

$$10^{-pH} = [H^+]$$

$$[H^+] = 10^{-3,12} = 7,6 \times 10^{-4} M$$



Figura 7 - Medida de pH da coca através de um PHmetro

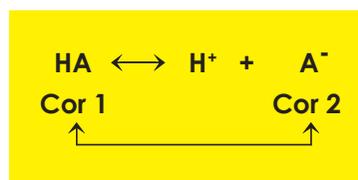
2.3.1 Medidas de pH

Normalmente a medida de pH pode ser feita de duas maneiras:

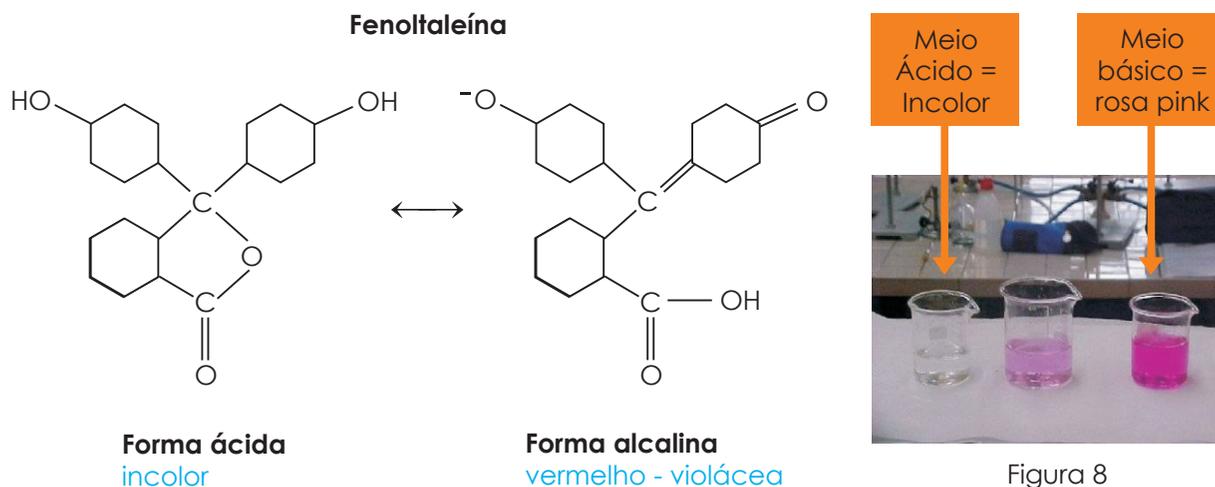
- Com aparelhos eletrônicos denominados pHmetros
- Com o auxílio dos chamados indicadores ácido base que são substâncias que mudam de cor em certa faixa de pH chamada de viragem do indicador.

Um indicador de pH, também chamado indicador ácido-base (Figura 8), é um composto químico que é adicionado em pequenas quantidades a uma solução e que permite saber se essa solução é ácida ou alcalina. Normalmente, em da adição do indicador de pH, a cor da solução varia, dependendo do seu pH.

Os indicadores de pH, são frequentemente, ácidos ou bases fracas. Quando adicionados a uma solução, os indicadores de pH ligam-se aos íons H^+ ou OH^- . A ligação a estes íons provoca uma alteração da configuração eletrônica dos indicadores, e conseqüentemente, altera-lhes a cor.



Zona de viragem é o nome dado à faixa de pH na qual um indicador ácido base sofre a mudança de coloração.



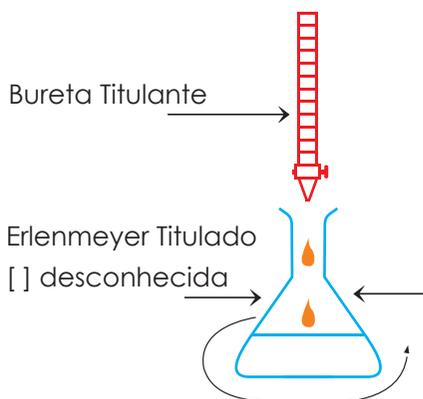
A fenolftaleína é um indicador ácido base que apresenta uma zona de viragem em pH 8,2. O meio ácido é indicado pela coloração incolor e o meio básico pela coloração rosa pink.

2.3.2 Titulação ácido base

O que é uma titulação?

A titulação é uma operação analítica utilizada em análise volumétrica com o objetivo de determinar a concentração de soluções.

TITRIMETRIA, ANÁLISE ITRIMETRIA, ANÁLISE VOLUMÉTRICA



Origem da palavra **titrimetria**:

- do inglês titration - titulação
- titrant - é o titulante
- titrand - substância(s) dosada(s) – titulado

Como se executa uma titulação ?

Titulação consiste na adição de uma solução de concentração rigorosamente conhecida - titulante - a outra solução de concentração desconhecida - titulado - até que se atinja o ponto de equivalência .

Ponto de equivalência é...

a altura da titulação em que a relação entre o número de moles do titulante adicionadas e o número de moles do titulado é a prevista pela estequiometria da reação:

$$n_{\text{ácido}} = n_{\text{base}}$$

2.3.4 Efeito do íon comum

Quando adicionado a um ácido (HA), **um sal com o mesmo ânion (A)** produz:

- diminuição do grau de ionização de HA ou enfraquecimento de HA;
- diminuição da $[H^+]$, portanto aumento do pH da solução.
- O íon comum não altera a constante de ionização do ácido.

Quando adicionado a uma base (BOH), **um sal com o mesmo cátion (B⁺)** produz:

- diminuição do grau de ionização de BOH ou enfraquecimento de BOH;
- diminuição da $[OH^-]$, portanto diminuição do pH da solução.
- O íon comum não altera a constante de ionização da base.

3.4 Solução tampão

Uma solução tampão é uma solução que praticamente não sofre variação de pH, ou seja mantém o **pH** aproximadamente constante quando a ela são adicionados íons **H⁺** ou íons **OH⁻**

As soluções tampão têm grande importância biológica. Exemplos: HCO_3^-/H_2CO_3 e $HPO_4^{2-}/H_2PO_4^-$, responsáveis pela manutenção do pH do sangue.

As soluções tampões são em geral, soluções de

- um ácido fraco e um seu sal exemplo: HAc/ NaAc Tampão ácido
- uma base fraca e um seu sal exemplo: NH_4OH / NH_4Cl Tampão básico

A **Equação de Henderson-Hasselbalch** é utilizada para calcular o pH de uma solução tampão, a partir do pK_a (a constante de dissociação do ácido) e de concentrações do equilíbrio ácido-base, do ácido ou base conjugada.

$$pH = pK_a + \log\left(\frac{[A^-]}{[AH]}\right)$$

$$pOH = pK_b + \log\left(\frac{[BH^+]}{[B]}\right)$$

$$pH = pK_x + \log\left(\frac{[S]}{[A]}\right)$$

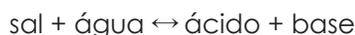
Em que :

- S é a espécie básica, y
- A é o ácido ou espécie ácida

Na última equação o x pode ser a o b indistintamente.

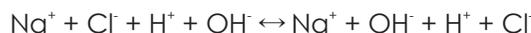
2.5 Hidrólise

Quando um sal BA é jogado em água, pode ocorrer uma reação chamada hidrólise, que é o inverso de uma reação de neutralização.



Estudo do pH da Solução após uma Hidrólise

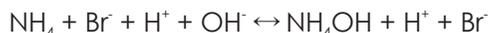
- 1) Sal de ácido forte e base forte: não sofre hidrólise e o pH da solução é 7.
Exemplo: NaCl.



Não há hidrólise porque, sendo o ácido e a base fortes, esse equilíbrio não permite sua formação e os íons permanecem em solução. Pode-se dizer que, nesse caso, a solução é **neutra** (pH = 7 a 25 °C) e não há constante de hidrólise nem grau de hidrólise.

- 2) Sal de ácido forte e base fraca: sofre hidrólise e o pH da solução é menor que 7.
Exemplo: NH_4Br .

O equilíbrio que se forma na solução aquosa de brometo de amônio é:

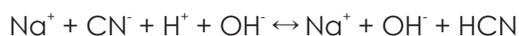


Forma-se a base e há íons H^+ livres na solução. A solução resultante é ácida. Repare que praticamente nada acontece com Br^- . O que ocorreu foi a hidrólise do cátion: $NH_4^+ + H_2O \leftrightarrow NH_4OH + H^+$

A 25 °C, $K_w = 10^{-14}$, portanto: $K_h = 10^{-14}/K_b$

- 3) Sal de ácido fraco e base forte: sofre hidrólise e o pH da solução é maior que 7.
Exemplo: NaCN.

O equilíbrio que se forma na solução aquosa de cianeto de sódio é:



Forma-se o ácido e há íons OH⁻ livres na solução. A solução resultante é básica. Praticamente nada acontece com Na⁺. O que ocorreu foi a hidrólise do ânion:



A constante de hidrólise a 25 °C é: $K_h = 10^{-14} / K_a$

4) Sal de ácido fraco e base fraca: sofre hidrólise e o pH da solução pode ser superior, igual ou inferior a 7, dependendo das forças relativas do ácido e da base. Exemplo: (NH₄)₂S

O equilíbrio que se forma na solução aquosa de sulfeto de amônio é:



Como o ácido e a base são fracos, o equilíbrio está deslocado para a direita; formam-se o ácido e a base.

Praticamente não há íons H⁺ nem OH⁻ livres em solução, a qual, entretanto, pode ser ligeiramente ácida ou básica de acordo com o grau de ionização do ácido ou da base. Considera-se que essa solução tem pH em torno de 7 (a 25 °C). Nesse caso, houve hidrólise total do cátion e do ânion. Portanto, temos:

$$K_h = 10^{-14} / K_a \cdot K_b$$



Atividades de aprendizagem

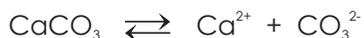
4 - Dentre os compostos abaixo, aqueles que, dissolvidos em água, produzem solução alcalina e solução ácida são:

- a) NaCN
- b) NaNO₃
- c) NH₄NO₃
- d) CH₃COONa
- e) Na₂CO₃
- f) KNO₃

5- Para as soluções abaixo determine o valor da constante, o grau de hidrólise e o pH da solução

- a) 0,01 mol/L de H₃CCOONa ($K_a = 1,82 \cdot 10^{-5}$)
- b) 0,2 mol/L de NH₄Cl ($K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$).

6. Solubilidade e Produto de solubilidade (PS ou Kps)



$$K_f = \frac{[\text{Ca}^{2+}] [\text{CO}_3^{2-}]}{[\text{CaCO}_3]} \quad (\text{mas } [\text{CaCO}_3] \text{ é constante, pois é um sólido})$$

$$K_f \cdot [\text{CaCO}_3] = [\text{Ca}^{2+}] [\text{CO}_3^{2-}]$$

$$K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}] [\text{CO}_3^{2-}]$$

Define-se solubilidade como a quantidade máxima de soluto que pode ser dissolvido numa certa quantidade de solvente, a uma dada temperatura, e é representada por S. Na ausência de indicações contrárias, admite-se que o solvente é a água e a temperatura é de 25°C.

Com base nesta definição, para um determinado solvente e temperatura, podemos classificar as soluções em:

- *solução saturada* é aquela que contém a quantidade máxima de soluto que é capaz de dissolver;
- *solução insaturada* é aquela que contém menos soluto do que aquele que é capaz de dissolver;
- *solução sobressaturada* é aquela que contém uma quantidade maior de soluto do que aquela que consegue dissolver.

Obviamente, a quantidade máxima de soluto que pode ser dissolvida depende, também, do tipo de sal em questão, o que é o mesmo que dizer que a solubilidade difere de composto para composto. Por exemplo, a quantidade máxima de cloreto de sódio (vulgarmente conhecido como sal de cozinha) que se consegue dissolver, à temperatura ambiente, em 1 litro de água, é de 250g. No entanto, a quantidade máxima de sulfureto de mercúrio (HgS) que se consegue dissolver, nas mesmas condições, é de 3×10^{-24} g. Pode, então, dizer-se que a solubilidade do NaCl é muito maior do que a do HgS.

Quando um soluto se dissolve num solvente, as moléculas do solvente formam estruturas em torno das moléculas de soluto, num processo designado por **solvatação**.

No caso de substâncias iónicas que se dissolvem em solventes como a água, o processo de dissolução implica a separação dos respectivos iões constituintes, os quais irão ser solvatados pela água. Nestes casos, o equilíbrio que se estabelece entre o sólido e o composto dissolvido depende das concentrações em solução de todos os iões que constituem o sal.

Para o caso do sulfato de alumínio sólido ($\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$) em contacto com uma solução saturada de sulfato de alumínio ($\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ (dissociado em iões Al^{3+} e SO_4^{2-}), o equilíbrio é traduzido por



A constante que se associa a este equilíbrio denomina-se Produto de solubilidade (K_{ps}) e é expressa, no caso deste sal, pelo produto das concentrações molares de equilíbrio dos iões cada qual elevada aos respectivos coeficientes estequiométricos:

$$K_{ps} = [Al^{3+}]_{eq}^2 \cdot [SO_4^{2-}]_{eq}^3$$

Exemplo

Escrever a equação do produto de solubilidade do Ag_2CrO_4 .



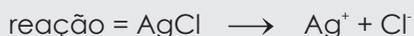
$$K_{ps} = [Ag^+]^2 \cdot [CrO_4^{2-}] = R \text{ (resposta)}$$

A solubilidade de um composto iónico em água pode ser diminuída pelo efeito do íon comum. Assim, o $AgCl$ é menos solúvel numa solução que já contém íons Cl^- do que em água pura. Quanto maior for a concentração do íon comum, maior será a diminuição da solubilidade.

Para que um composto iónico precipite de sua solução, é preciso que seja ultrapassado o valor do seu K_{ps} . Quando esse valor for atingido, a solução estará **saturada**.

Exercício resolvido sobre solubilidade:

1 - O K_{ps} do $AgCl$ a $25^\circ C$ é $1,0 \times 10^{-10}$. Calcule as concentrações de Ag^+ e Cl^- em solução saturada de $AgCl$ e a solubilidade molar do $AgCl$.



$$K_{ps} = [Ag^+] \cdot [Cl^-]$$

em que s é a solubilidade molar : $[Ag^+] = [Cl^-] = s$
substituindo na equação do K_{ps}

$$1,0 \times 10^{-10} = [Ag^+] \cdot [Cl^-]$$

$$1,0 \times 10^{-10} = s \cdot s$$

$$1,0 \times 10^{-10} = s^2$$

$$s = (1,0 \times 10^{-10})^{1/2}$$

$$s = 1,0 \times 10^{-5} = R1$$

$$\text{Se } s = [Ag^+] = [Cl^-] = 1 \times 10^{-5} = R2$$



Atividades de aprendizagem

6. a) Escreva a expressão do produto de solubilidade em função da solubilidade para os seguintes sais:

i) PbCl_2 ii) PbSO_4 iii) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$

b) Compare as solubilidades dos sais AgSCN e Ag_2CrO_4 .

$K_{ps}(\text{AgSCN}) = 1.0 \times 10^{-12}$ e $K_{ps}(\text{Ag}_2\text{CrO}_4) = 1.1 \times 10^{-12}$

7- Não se pode escrever o Produto de solubilidade para o sal Na_2SO_4 , porque:

- a) A fórmula está errada.
- b) A substância não é sal.
- c) A solução pode estar saturada.
- d) Porque a substância é bastante solúvel.
- e) É possível escrever o P. S. para a substância.

8. (USP) A solubilidade do hidróxido de estrôncio em água, na temperatura ambiente, é de 4×10^{-2} moles por litro. O produto de solubilidade do $\text{Sr}(\text{OH})_2$, portanto será de:

- a) $(4,0 \times 10^{-2}) (4,0 \times 10^{-2})$
- b) $(4,0 \times 10^{-2}) (4,0 \times 10^{-2})^2$
- c) $(4,0 \times 10^{-2}) (8,0 \times 10^{-2})$
- d) $(4,0 \times 10^{-2}) (8,0 \times 10^{-2})^2$
- e) $(4,0 \times 10^{-2})^2 (8,0 \times 10^{-2})$

2.6.1 Precipitação seletiva de íons

Os íons podem ser separados uns dos outros com base nas solubilidades de seus sais. Considere uma solução contendo tanto Ag^+ como Cu^{+2} . Se HCl é adicionado à solução, AgCl precipita ($K_{ps} = 1,8 \cdot 10^{-10}$) enquanto Cu^{+2} permanece em solução porque CuCl_2 é solúvel. A separação de íons em uma solução aquosa usando um reagente que forma um precipitado com um ou poucos íons é chamada precipitação seletiva.

a) *Precipitação seletiva de íons e Análise qualitativa*

Antes do desenvolvimento da instrumentação analítica moderna, era necessário analisar misturas de metais em amostras pelos chamados métodos por via úmida. Os métodos por via úmida de análise qualitativa tem se tornado menos

importantes como meio de análise. Entretanto eles são muito usados em programas de laboratório de química geral para ilustrar os equilíbrios, para ensinar propriedades de íons metálicos comuns em solução e desenvolver habilidades em laboratório. Normalmente, tais análises prosseguem em três estágios:

- 1) Os íons são separados em dois grupos amplos com base nas propriedades de solubilidade;
- 2) Os íons individuais em cada grupo são separados seletivamente em membros de dissolução no grupo;
- 3) Os íons são identificados por meio de testes específicos.

Um esquema no uso geral divide os cátions em cinco grupos, como mostrado na Figura 9. Vamos dar uma olhada de perto em cada um desses cinco grupos de cátions, examinando rapidamente a lógica usada nesse esquema de análise qualitativa.

- 1- *Cloretos insolúveis*: dos íons metálicos comuns apenas Ag^+ ; Pb^{+2} e Hg_2^{+2} formam cloretos insolúveis. Quando HCl diluído é adicionado à mistura de cátions, conseqüentemente, apenas AgCl , PbCl_2 e Hg_2Cl_2 precipitarão, deixando os outros cátions em solução. A ausência de um precipitado indica que a solução inicial não continha Ag^+ ; Pb^{+2} e Hg_2^{+2} .
- 2- *Sulfetos insolúveis em ácidos*: após qualquer cloreto insolúvel ter sido removido, a solução restante, agora ácida é tratada com H_2S . Apenas os sulfetos metálicos mais insolúveis – CuS , Bi_2S_3 , CdS , PbS , PbS , HgS , As_2S_3 , Sb_2S_3 e SnS_2 – podem precipitar.
- 3- *Hidróxidos e sulfetos insolúveis em base*: depois que a solução é filtrada para remover qualquer sulfeto insolúvel em ácido, a solução restante é ligeiramente alcalinizada e $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ é adicionado. Os íons metálicos precipitados nesta etapa são Al^{+3} , Fe^{+3} , Cr^{+3} , Zn^{+2} , Ni^{+2} , Co^{+2} e Mn^{+2} . (Na realidade, os íons Al^{+3} , Fe^{+3} e Cr^{+3} não formam sulfetos insolúveis, em vez disso, eles são precipitados como hidróxidos insolúveis ao mesmo tempo).
- 4- *Fosfatos insolúveis*: nesse ponto a solução contém apenas íons metálicos da família IA e IIA da tabela periódica. A adição de $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ à solução básica precipita os elementos do grupo IIA: Mg^{+2} , Ca^{+2} , Sr^{+2} e Ba^{+2} , porque esses metais formam fosfatos insolúveis.
- 5- *Os íons dos metais alcalinos e NH_4^+* ; os íons que permanecem após a remoção dos fosfatos insolúveis formam um pequeno grupo. Podemos fazer um teste individual para cada íon. Um teste de chama pode ser usado para determinar a presença de K^+ , por exemplo, porque a chama torna-se violeta, cor característica se K^+ estiver presente.

Separação e teste adicional são necessários para determinar quais íons estão presentes em cada um dos grupos.

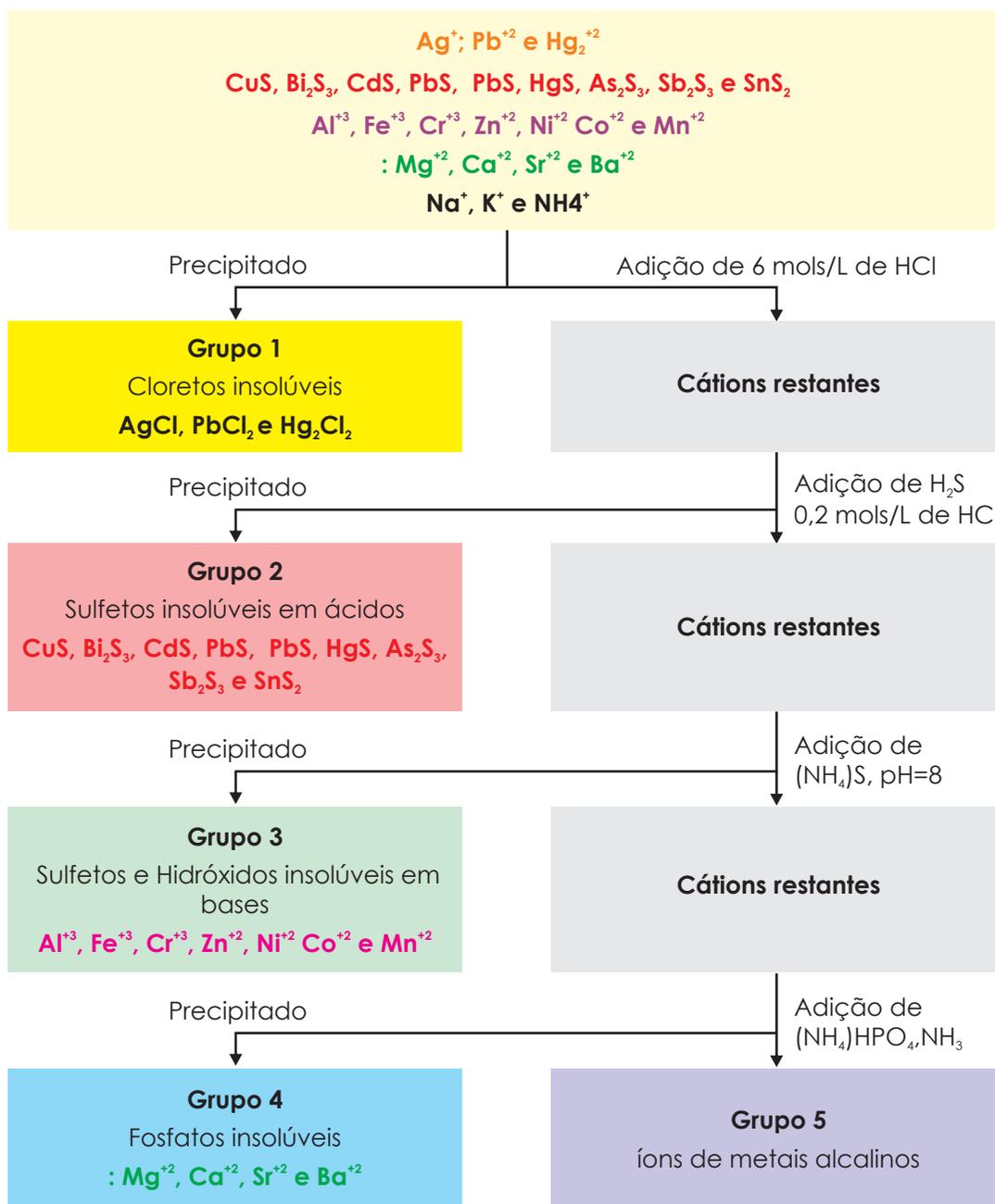


Figura 9- Esquema de análise qualitativa para separação de cátions em grupos.

Referências

BACCAN, N.; ANDRADE, J. C. ; GODINHO, O. E. S.; BARONE, J. S. *Química Analítica Quantitativa Elementar*, 2^a edição. Campinas: Editora da UNICAMP, 1995.

SKOOG, D. A.; WEST, D. M.; HOLLER, F. J.; CROUCH, S. R. *Fundamentos de Química*

Analítica. Tradução Marco Tadeu Grassi. Revisão Técnica Célio Pasquini. São Paulo: Pioneira Thomson Learning, 2006.

Souza, H. B., Derísio, J. C., Guia de Coleta e Preservação de Amostras de Água, Cetesb, São Paulo, 1ª edição, 1987.

NBR 9898 - Preservação e Técnicas de Amostragem de Efluentes Líquidos e Corpos Receptores, ABNT.

Procedimentos Técnicos, PT-0169-DEA, PT-0172-DEA e PT-0174-DEA, DEPAM/IAP.

Gabarito

Unidade 1

Resposta atividades aprendizagem 1.1.4.

1. Não se devem utilizar anéis e pulseiras no laboratório porque, ao manusearmos produtos químicos, podem ficar resíduos entre o anel/pulseira e o nosso corpo, ou seja, em contacto com a pele. tornam mais incomodas determinadas manipulações (por exemplo, quando vamos calçar uma luvas). Acontece o mesmo com as pulseiras, que podem prejudicar as ações laboratoriais. "Um motivo para não utilizar anéis ou pulseira no laboratório prende-se com a utilização de produtos químicos como, por exemplo, o mercúrio que, se se derramar sobre o anel ou pulseira, pode dissolvê-los no caso de serem de ouro.
2. Devem prender-se os cabelos compridos quando se trabalha num laboratório pois, por descuido, eles podem entrar em contacto com algum dos muitos produtos químicos utilizados pois ao rodar a cabeça o cabelo pode derrubar, por exemplo, um frasco e entornar o líquido nele contido. Prender o cabelo ajuda na melhor observação dos resultados, pois os cabelos podem dificultar o campo de visão do operador Quando trabalhamos com um bico de bunsen ou com outro material com chama, como por exemplo a lamparina ou o bico de mecker, ou até mesmo com material sem chama mas também quente, como as placas eléctricas, corremos os risco de queimar o cabelo.
- 3.a) Este Incêndio seria da classe A pois é a classe que agrupa incêndios devido à combustão de materiais sólidos (caso da bata e do armário)
- 3.b) Um extintor de pó químico seco polivalente pois é o indicado para os fogos das classes A, B e C e atua provocando um rápido abafamento das chamas. Além disso, este tipo de extintor tem uma toxicidade fraca.
- 3.c) A- protecção obrigatória do corpo B- Protecção obrigatória dos olhos.
- 4.a) Tratar-se-ia de um incêndio de classe B. Pois o álcool etílico é um líquido e os fogos da classe B são fogos que resultam da combustão de líquidos.
- 4.b) Não podia utilizar água para apagar este incêndio porque ao tentar apagar com água ainda ia propagar mais o incêndio porque o álcool poderia flutuar

na água. Para combater este incêndio poderia utilizar-se água pulverizada e não em jacto porque esta última alastraria o fogo.

- 4.d)** Os códigos R indicam a natureza dos perigos que a substância apresenta (perigos específicos) e os códigos S indicam o conselhos de segurança (cuidados específicos). Estes códigos servem para indicar os riscos e dar conselhos de segurança em relação ao produto em causa, para uma melhor utilização do produto e maior segurança das pessoas que vão trabalhar com ele.
- 5.** O sinal A significa Obrigatório Lavar as Mãos e o sinal B significa Proibido Lavar as Mãos.
- 6.a)** No canto superior esquerdo está o símbolo "nocivo" e no canto superior direito está o símbolo "Facilmente inflamável".
- 6.b)** É necessário pegar no frasco sempre com o rótulo virado para a palma da mão porque se escorrer algum líquido será pelo lado oposto ao rótulo evitando-se assim a sua deterioração. Além disso, todas as pessoas que pegarem pela parte do rótulo estão a pegar pela parte mais limpa do frasco evitando contaminações.
- c) i** A classe do fogo seria a classe B. **ii** Um tipo de extintor adequado para o referido incêndio seria um extintor de neve carbônica.
- 7.a)** A classe deste incêndio seria a classe D porque o recipiente continha um metal e os incêndios da classe D são incêndios em metais A resposta: "O incêndio seria da classe D porque é a classe dos fogos metálicos" não está correcta porque não existem fogos metálicos (!) existem sim fogos de metais.
- 7.b)** Um meio de extinção adequado seria a areia
- 7.c)** Um meio de extinção inadequado seria aplicar água ao incêndio uma vez que poderia ocorrer uma explosão.
- 7.d)** A frase significa que o magnésio em pó e o ar, quando postos em contacto, podem reagir de modo a constituírem perigo..

Unidade 2

- 1a) $\Delta H > 0$** indica que a reacção é endotérmica (a reacção acontece com absorção de calor) no sentido direto. Sabemos que se um processo for endotérmico em um sentido, será necessariamente exotérmico no sentido oposto. Em outras palavras isso quer dizer que um equilíbrio químico é constituído por duas reacções opostas: uma endotérmica e outra endotérmica. Com a adição de calor (aumento de temperatura), o equilíbrio desloca-se com a tendência de absorver o calor recebido. Logo o sentido endotérmico será favorecido. A reacção se desloca no sentido direto e surge, portanto a cor azul.
- 1b)** O equilíbrio químico será alterado pela adição ou remoção de qualquer

participante. Após um certo tempo é estabelecido um novo equilíbrio. A adição de ácido clorídrico desloca a reação no sentido de anular a alteração, ou seja aumentando-se a [HCl] o equilíbrio se desloca no sentido do consumo de parte do HCl que foi adicionado. Ou seja a reação se desloca para a direita favorecendo a produção de $[\text{CoCl}_4]^-$ de cor azul.

$$2. \alpha = \frac{\text{quantidade de matéria ionizada ou dissociada}}{\text{quantidade de matéria inicial}}$$

$$\alpha = \frac{8 \cdot 10^{-4}}{0,04} = \frac{8 \cdot 10^{-4}}{4 \cdot 10^{-2}} = 2 \cdot 10^{-4} \cdot 10^{+2} = 2 \cdot 10^{-2}$$

Como o ácido butanóico é um ácido fraco (ácidos orgânicos são considerados fracos) podemos utilizar a equação simplificada.

$$K_a = \alpha^2 \cdot M \rightarrow \text{Simplificação para monoácidos fracos}$$

$$K_a = (2 \cdot 10^{-2})^2 \cdot 4 \cdot 10^{-2} \quad K_a = (4 \cdot 10^{-4}) \cdot 4 \cdot 10^{-2} \quad K_a = 1,6 \cdot 10^{-5}$$



Início 0,01 M 0 0

Equilíbrio ? ? ?

Para se calcular a $[\text{H}^+]$ no equilíbrio precisamos saber quanto do ácido ionizou???

Quanto vale α ????

$$K_a = \alpha^2 \cdot M \rightarrow \text{Simplificação para monoácidos fracos}$$

$$K_a = 4 \cdot 10^{-6} \text{ e } M = 0,01 \text{ então temos } 4 \cdot 10^{-6} = \alpha^2 \cdot 0,01 \quad \alpha^2 = 4 \cdot 10^{-6} / 0,01$$

$$\alpha^2 = 4 \cdot 10^{-4} \quad \alpha = 2 \cdot 10^{-2}$$

$$[\text{H}^+] = M \cdot \alpha \quad [\text{H}^+] = 0,01 \cdot 2 \cdot 10^{-2} \quad [\text{H}^+] = 2 \cdot 10^{-4}$$

4 a) NaCN sal derivado de base forte e ácido fraco sofre hidrólise devido a presença do ácido fraco e como consequência libera íons OH^- para o meio e a solução é portanto básica ($\text{pH} > 7$).

b) NaNO_3 sal derivado de base forte e ácido forte não sofrem hidrólise o pH da solução é 7 (pH neutro)

c) NH_4NO_3 sal derivado de base fraca e ácido forte, sofre hidrólise devido a presença da base fraca e como consequência libera íons H^+ para o meio e a solução é portanto ácida ($\text{pH} < 7$).

d) CH_3COONa sal derivado de ácido fraco e base forte sofre hidrólise devido a presença do ácido fraco e como consequência libera íons OH^- para o meio e a solução é portanto básica ($\text{pH} > 7$).

e) Na_2CO_3 sal derivado de base forte e ácido fraco sofre hidrólise devido a

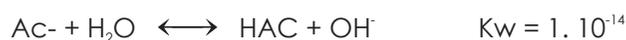
presença do ácido fraco e como consequência libera íons OH⁻ para o meio e a solução é portanto básica (pH >7).

- f) KNO₃ sal derivado de base forte e ácido forte não sofrem hidrólise o pH da solução é 7 (pH neutro).

5- a) 0,01 mol/L de H₃CCOONa (K_a = 1,82.10⁻⁵)

o grau de hidrólise α e o pH da solução

CH₃COONa + H₂O ↔ CH₃COOH + NaOH A reação de hidrólise pode ser representada pela equação:



$$K_h = K_w / K_a \quad \text{temos portanto que } K_h = 1 \cdot 10^{-14} / 1,82 \cdot 10^{-5} = 0,55 \cdot 10^{-14} \cdot 10^{+5} = 5,5 \cdot 10^{-10}$$

$$K_h = M\alpha^2 \quad 5,5 \cdot 10^{-10} = 0,01 \alpha^2 \quad \alpha^2 = 5,5 \cdot 10^{-10} / 0,01 = 5,5 \cdot 10^{-8}$$

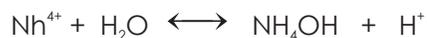
$$\alpha = 2,34 \cdot 10^{-4}$$

$$[\text{OH}^-] = M\alpha \quad [\text{OH}^-] = 0,01 \cdot 2,34 \cdot 10^{-4} \quad [\text{OH}^-] = 2,34 \cdot 10^{-6}$$

$$\text{pOH} = -\log 2,34 \cdot 10^{-6} \quad \text{pOH} = 5,63 \quad \text{como } \text{pH} + \text{pOH} = 14 \quad \text{temos que } \text{pH} = 8,37$$

5b) 0,2 mol/L de NH₄Cl (K_b = 1,8.10⁻⁵).

NH₄Cl + H₂O ↔ NH₄OH + HCl A reação de hidrólise pode ser representada pela equação



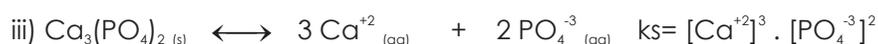
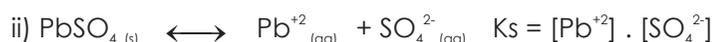
$$K_h = K_w / K_b \quad K_h = 1 \cdot 10^{-14} / 1,8 \cdot 10^{-5} \quad K_h = 5,5 \cdot 10^{-10}$$

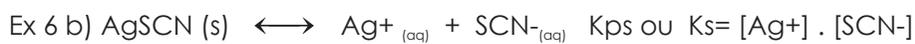
$$K_h = M\alpha^2 \quad 5,5 \cdot 10^{-10} = 0,2 \alpha^2 \quad \alpha^2 = 5,5 \cdot 10^{-10} / 0,2 \quad \alpha^2 = 2,75 \cdot 10^{-9}$$

$$\alpha = 5,24 \cdot 10^{-4}$$

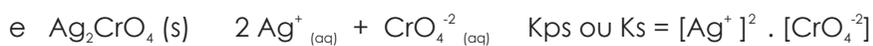
$$[\text{H}^+] = M\alpha \quad [\text{H}^+] = 0,2 \cdot 5,24 \cdot 10^{-4} \quad [\text{H}^+] = 1,04 \cdot 10^{-4}$$

$$\text{pH} = -\log 1,04 \cdot 10^{-4} \quad \text{pH} = 3,98$$





$\text{Kps (AgSCN)} = 1.0 \times 10^{-12} = S \cdot S \quad S^2 = 1.0 \times 10^{-12} \quad S = 1.0 \cdot 10^{-6} \text{ moles/L}$



e $\text{Kps (Ag}_2\text{CrO}_4) = 1.1 \times 10^{-12} = S^2 \cdot S \quad S^3 = 1.1 \times 10^{-12} \quad S = 1,03 \cdot 10^{-4} \text{ moles/L}$
O sal AgSCN tem solubilidade menor ($S = 1.0 \cdot 10^{-6}$) que o Ag_2CrO_4 ($S = 1,03 \cdot 10^{-4}$).

7. alternativa d



$S = 4 \times 10^{-2} \quad \text{Ks} = S \cdot S^2 \quad \text{Ks} = S^3 \quad \text{Ks} = (4 \times 10^{-2})^3$

$\text{Ks} = 64 \cdot 10^{-8} \quad \text{Ks} = 6,4 \cdot 10^{-7}$

Alternativa b

Professora autora

PROF.^A DARLENE LOPES DO AMARAL OLIVEIRA é natural de Catanduva, Estado de São Paulo, filha de Luis Carlos do Amaral e de Maria Lopes do Amaral. Em 1982, diploma-se em Bacharel em Química com Atribuições Tecnológicas, pelo Instituto de Química de Araraquara, da Universidade Julio de Mesquita Filho, UNESP. Neste mesmo ano inicia sua vida profissional no Colégio Estadual Nicola Mastrocola em Catanduva e na indústria de detergentes Mustang Marcos de Camargo Farias, onde atua na área de controle de qualidade de matérias primas e produtos acabados. Em outubro de 1987 integra-se ao laboratório de solos do Instituto Agrônomo do Paraná (IAPAR) em Campo Mourão, e em janeiro de 1996, é nomeada por concurso público professora do Centro Federal de Educação Tecnológica do Paraná, Unidade de Campo Mourão, atuando nos Cursos Técnicos de Alimentos e Edificações. Participa do Curso de Aperfeiçoamento em Ciência e Cidadania realizado pela FECILCAM, Campo Mourão. Em outubro de 1997 conclui o Curso de pós-graduação a nível de especialização em Planejamento Ambiental e em fevereiro de 2007 o curso de Mestrado em Agronomia na Universidade Estadual de Maringá. Trabalhou também no ensino superior, ministrando aulas de química analítica, química tecnológica, química geral e tratamento de águas entre outras disciplinas. É professora efetiva da Universidade Tecnológica Federal do Paraná, campus Campo Mourão, desde sua implantação em outubro de 2005.

Curso técnico em meio ambiente

Caro estudante:

Os avanços tecnológicos na área de informática e comunicação, associados a modelos pedagógicos apoiados no uso de tecnologia, deram origem à modalidade de ensino chamada Ensino a Distância (EaD). A característica desse modelo é a separação física entre aluno e professor. Para suprir a distância, a interação entre o aluno e o professor é mediada tanto por recursos tecnológicos quanto pelo material impresso. Nessa modalidade de ensino, o material impresso, juntamente com recursos de vídeo, videoconferência e um Ambiente Virtual de Aprendizagem são as bases tecnológicas, às quais você terá acesso durante sua formação.

Todos esses recursos são meios de comunicação entre professor e aluno. Cada recurso possui característica própria e necessita de canal específico de comunicação. Para assistir aos vídeos, participar de videoconferência ou realizar as atividades do Ambiente Virtual de Aprendizagem você precisará ter acesso a computadores e a Internet. Porém, tais recursos tecnológicos nem sempre estão disponíveis em tempo integral, por isso, a importância do material impresso, que permitirá a você ter acesso ao conhecimento independente de possuir a sua disposição as tecnologias de informática e de comunicação.

Aliado às atividades presenciais e às atividades a distância, o material impresso irá também apoiá-lo na realização das atividades de estudos, estimulando-o a participar de forma mais ativa no seu processo de ensino-aprendizagem, construindo, progressivamente, conhecimento de maneira interativa. Assim, o professor deixa de ser a única fonte de informação. O distanciamento físico não será impedimento para o processo de cooperação e interação entre você e o professor da sua instituição, responsável pela oferta da disciplina no curso. Esse professor criará oportunidades para que você participe de forma ativa durante seu processo de aprendizagem.

O material foi elaborado visando a formação de Técnicos em Meio Ambiente, segundo os parâmetros do Catálogo Nacional de Cursos Técnicos. O profissional formado deverá ter qualificação para atender à demanda regional em consonância com as tendências tecnológicas. Deverá ser capaz de coletar, armazenar e interpretar informações, dados e documentações ambientais, colaborar na elaboração de laudos, relatórios e estudos ambientais, auxiliar na elaboração, acompanhamento e execução de sistemas de gestão ambiental, atuar na organização de programas de educação ambiental, de conservação e preservação de recursos naturais, de redução, reuso e reciclagem, bem como identificar as intervenções ambientais, analisar suas conseqüências e operacionalizar a execução de ações para preservação, conservação, otimização, minimização e remediação dos seus efeitos.

Curso técnico em meio ambiente

Além disso, deve estar ancorado em uma base de relacionamento interpessoal e comunicação oral. Deve também ter pensamento crítico e racional, capacidade para resolver problemas de ordem técnica, capacidade criativa e inovadora, capacidade de gestão e visão estratégica. Essa base o tornará competitivo no mercado de trabalho. Mas, isso somente não é suficiente, você também deve demonstrar: honestidade, responsabilidade, adaptabilidade, capacidade de planejamento, ser ágil e ter capacidade de decisão. Além de ser possuidor de um espírito crítico, uma formação tecnológica generalista e uma cultura geral sólida e consistente.

Foi pensando nessa formação que equipes de professores da rede pública federal de educação elaboraram seu material. Professores que atuam no ensino médio e no ensino superior. Todos profissionais conceituados em suas respectivas áreas de atuação. O objetivo desses profissionais é auxiliar você na sua formação profissional.

Os recursos didáticos pedagógicos e os profissionais envolvidos fazem parte do projeto Escola Técnica Aberta do Brasil, e-TecBrasil. Um projeto que estabelece parceria entre Instituições de Ensino Público Federal, no papel de formadores, e município, ou estado, que disponibilizam os pólos que receberão os cursos oferecidos na modalidade de EaD.

Mas, lembre-se, simplesmente ter acesso aos recursos didáticos e tecnológicos, além de ter a disposição uma equipe especializada de profissionais não é suficiente. É necessário que esse material seja utilizado intensamente, de forma a tornar-se fonte de conhecimento que o auxiliará em todos os momentos de sua formação.

Cientes de que esse também é o seu desejo, a equipe do e-TecBrasil deseja a todos um ótimo processo de aprendizagem.

Atenciosamente,

Equipe de formadores da Escola Técnica Aberta do Brasil
da Universidade Tecnológica Federal do Paraná.



e-Tec Brasil
Escola Técnica Aberta do Brasil

ISBN: 978-85-61819-80-4