

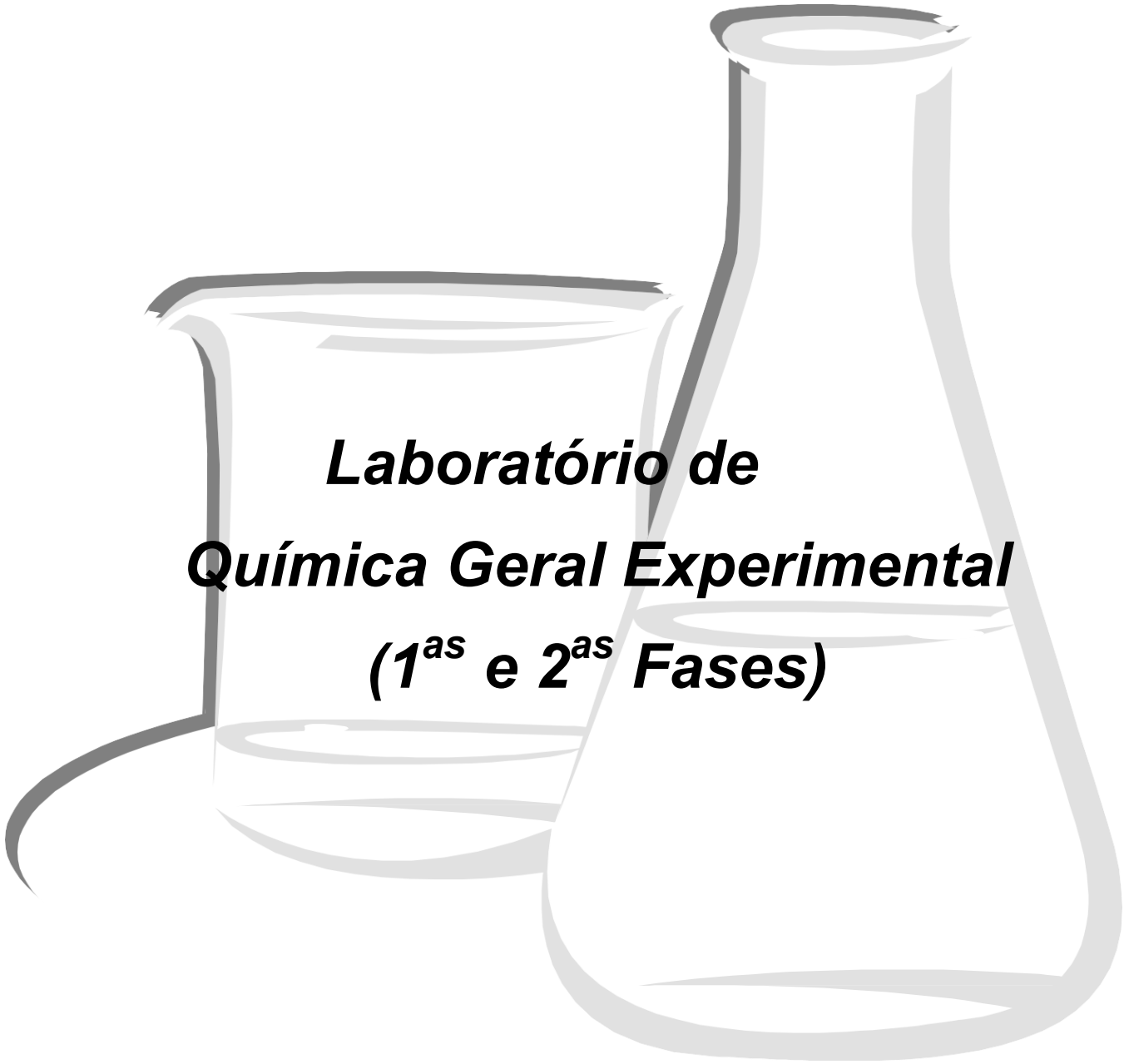


INSTITUTO FEDERAL
SANTA CATARINA

MINISTÉRIO DA EDUCAÇÃO

SECRETARIA DE EDUCAÇÃO PROFISSIONAL E TECNOLÓGICA

INSTITUTO FEDERAL DE EDUCAÇÃO, CIÊNCIA E TECNOLOGIA DE SANTA CATARINA



Laboratório de Química Geral Experimental (1^{as} e 2^{as} Fases)

Departamento Acadêmico de Linguagem, Tecnologia, Educação e Ciência – DALTEC

Cursos Técnicos Integrados ao Ensino Médio

Disciplina de Química

Aluno: _____ Turma: _____

FLORIANÓPOLIS
2016

SUMÁRIO

<i>INTRODUÇÃO</i>	<i>5</i>
<i>PRÁTICAS 1ª FASE</i>	<i>7</i>
<i>NOÇÕES ELEMENTARES DE SEGURANÇA EM LABORATÓRIO</i>	<i>9</i>
<i>RECONHECIMENTO DOS PRINCIPAIS EQUIPAMENTOS E VIDRARIAS DE LABORATÓRIO... 12</i>	
<i>EQUIPAMENTOS BÁSICOS DE LABORATÓRIO: MEDIDAS DE MASSA E VOLUME</i>	<i>17</i>
<i>FENÔMENOS FÍSICOS E FENÔMENOS QUÍMICOS E DENSIDADE.....</i>	<i>21</i>
<i>MISTURAS E SEPARAÇÃO DE MISTURAS.....</i>	<i>25</i>
<i>TESTE DE CHAMA (DEMONSTRATIVA)</i>	<i>29</i>
<i>PROPRIEDADES DOS COMPOSTOS IÔNICOS E MOLECULARES</i>	<i>33</i>
<i>SUBSTÂNCIAS POLARES E APOLARES.....</i>	<i>37</i>
<i>INDICADORES ÁCIDO-BASE</i>	<i>41</i>
<i>EVIDÊNCIAS DE REAÇÕES QUÍMICAS.....</i>	<i>47</i>
<i>PRÁTICAS 2ª FASE</i>	<i>51</i>
<i>PROPRIEDADES DOS GASES.....</i>	<i>53</i>
<i>CONSERVAÇÃO DA MASSA</i>	<i>57</i>
<i>COEFICIENTE DE SOLUBILIDADE.....</i>	<i>61</i>
<i>SOLUÇÕES E MISTURAS DE SOLUÇÕES COM REAÇÃO QUÍMICA: TITULAÇÃO</i>	<i>67</i>
<i>PROPRIEDADES COLIGATIVAS</i>	<i>71</i>
<i>PROCESSOS EXOTÉRMICOS E ENDOTÉRMICOS.....</i>	<i>75</i>

INTRODUÇÃO

Nas aulas de Química Experimental, o aluno tem a oportunidade de conhecer as diversas técnicas e instrumentação utilizados por um químico em seu dia-a-dia. Um experimento químico envolve a utilização de uma variedade de equipamentos de laboratório bastante simples, porém, com finalidades específicas. O emprego de um dado material ou equipamento depende de objetivos específicos e das condições em que serão realizados os experimentos.

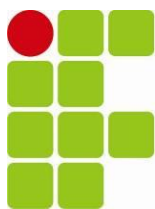
Esta disciplina tem por objetivo ensinar conceitos químicos, terminologia e métodos laboratoriais, bem como proporcionar o conhecimento de materiais e equipamentos básicos de um laboratório e suas aplicações.

As experiências foram selecionadas de maneira a complementar o conteúdo da Química Teórica. As aulas de laboratório serão baseadas neste material, que contém as instruções básicas sobre cada experiência a ser executada. No entanto, para você estudante acompanhar as aulas com desempenho, estude a teoria, leia o roteiro antes da experiência e, após a prática, responda as questões. Para uma boa acolhida, o aluno deverá ter noções iniciais de como se comportar no ambiente do laboratório, sendo uma das exigências a utilização de vestimenta adequada na execução das atividades práticas. Fica também acertado que o aluno deverá apresentar um relatório, após cada prática, em data agendada pelo professor. Tudo isso fará parte da composição da nota, com pesos que serão estabelecidos.

Prezado aluno, seja bem vindo ao Laboratório de Química Geral. Aqui começa sua vida acadêmica de contato direto com esta ciência maravilhosa que tanto tem servido à humanidade.

Bons estudos!

PRÁTICAS 1ª FASE



CAMPUS FLORIANÓPOLIS - Departamento Acadêmico de Linguagem
Tecnologia Educação e Ciência

Professor: _____ Disciplina: Química

Aluno: _____ Turma: _____ Data: ____/____/____

INSTITUTO FEDERAL
SANTA CATARINA

NOÇÕES ELEMENTARES DE SEGURANÇA EM LABORATÓRIO

1. Objetivo

- ✓ Conhecer as normas de segurança em laboratório.

2. Noções de segurança

A Química é uma Ciência Experimental, desta forma, são necessários conhecimentos práticos para compreender suas leis e teorias. As experiências permitem uma melhor compreensão do que está sendo estudado na teoria.

A ocorrência de acidentes em laboratório não é tão rara como possa parecer; sendo assim, com a finalidade de diminuir a frequência e a gravidade desses acidentes, torna-se imprescindível que durante os trabalhos realizados em laboratório se observe uma série de normas de segurança:

- 2.1-** Siga as instruções específicas do professor. Ao efetuar as experiências, siga rigorosamente seus roteiros, lendo-os com bastante atenção, identificando o material que será utilizado.
- 2.2-** Acidentes devem ser comunicados imediatamente ao professor.
- 2.3-** Localize os chuveiros de emergência.
- 2.4-** As tubulações de laboratório possuem cor específica, segundo normas de segurança. No caso do nosso laboratório são encontradas as seguintes cores: verde = água; cinza = gás; azul = vácuo.
- 2.5-** Coloque todo o material escolar (mochilas, pastas, cadernos, etc.) no local próprio. Não utilize a bancada como mesa.
- 2.6-** Não coma dentro do laboratório.
- 2.7-** Uso de guarda-pó é obrigatório.
- 2.8-** Durante as aulas práticas é obrigatório o uso de calça comprida e sapato fechado. No caso de cabelos compridos, estes deverão estar presos.
- 2.9-** Durante a permanência no laboratório, evite passar os dedos na boca, nariz, olhos e ouvidos. Seja cuidadoso quando manusear substâncias corrosivas como ácidos e bases. Lave sempre as mãos após manusear reagente.
- 2.10-** Não trabalhe com material imperfeito, principalmente o vidro que contenha rachaduras, pontas ou arestas cortantes.
- 2.11-** Leia com atenção o rótulo de qualquer frasco de reagente antes de usá-lo.
- 2.12-** Segure o frasco de reagente com o rótulo voltado para a palma de sua mão, evitando desta forma, danos ao rótulo.
- 2.13-** Sobras de reagentes não devem ser devolvidas ao frasco original, evitando assim possíveis contaminações.
- 2.14-** Quando for testar um produto químico pelo odor, não coloque o frasco sob o nariz. Desloque com a mão, para sua direção, os vapores que se desprendem do frasco.
- 2.15-** Não aspire gases ou vapores pois podem ser tóxicos.
- 2.16-** Todas as experiências que envolvam produtos corrosivos ou vapores tóxicos devem ser realizadas na capela (dispositivo provido de exaustão).
- 2.17-** Ao introduzir tubos de vidro em rolhas, umedeça-os convenientemente e enrole a peça numa toalha para proteger as mãos.

- 2.18- Quando for utilizar o gás, abra a torneira somente após acender o palito de fósforo (nunca um isqueiro!) e, ao terminar seu uso, feche com cuidado a torneira, evitando vazamentos.
- 2.19- Não aqueça reagentes em sistemas fechados.
- 2.20- Ao aquecer tubos de ensaio não volte a extremidade aberta para si ou para uma pessoa próxima.
- 2.21- Não deixe vidro quente onde possam pegá-lo inadvertidamente (o vidro quente parece com o vidro frio!). Coloque-o sempre sobre uma tela de amianto, o que alertará aos demais sobre o perigo de queimaduras.
- 2.22- Não deixe produtos inflamáveis perto do fogo.
- 2.23- Se qualquer produto químico for derramado sobre a bancada, lave imediatamente o local.
- 2.24- Evite debruçar-se sobre a bancada. Algum reagente pode ter caído sobre a mesma, sem que fosse percebido, o que pode ocasionar acidentes. Conserve, portanto, sempre limpa a bancada e a aparelhagem que utilizar.
- 2.25- Não deixe frascos de reagentes destampados. Tenha o cuidado de não trocar as tampas dos frascos.
- 2.26- Os reagentes de uso coletivo deverão ser mantidos em seus devidos lugares.
- 2.27- Durante os trabalhos em grupo apenas um aluno deverá se deslocar para pegar materiais e reagentes.
- 2.28- Sempre que trabalhar **com água e ácidos concentrados**, use sempre a capela, adicionando, **lentamente, o ácido sobre a água e NUNCA o contrário** (poderá haver projeção, devido à energia liberada no processo).
- 2.29- Não jogue nenhum material sólido e líquido nas pias e nos ralos. Use o local indicado para descarte.
- 2.30- Ao se retirar do laboratório verifique se não há torneiras (água ou gás) abertas. Limpe todo o material utilizado, inclusive a bancada.

OBS:

1. Os materiais e reagentes de laboratório são de alto custo, portanto, cuide bem do seu material e utilize somente quantidades necessárias dos reagentes, evitando desperdícios.
2. Qualquer material que seja quebrado por negligência do aluno deverá ser repostado pelo mesmo.
3. Em caso de acidentes envolvendo ácidos ou bases, lave bem o local abundantemente com água o maior tempo possível. Não adicione nenhuma substância no local afetado.

3. Simbologia adotada para representar os riscos envolvidos na manipulação de insumos químicos

3.1 Diamante de Hommel




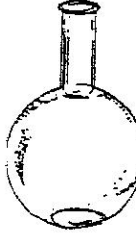
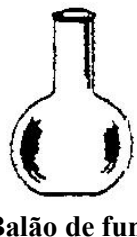
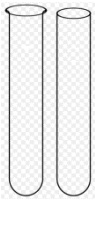


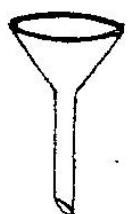

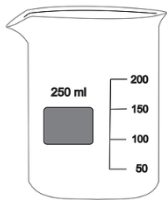
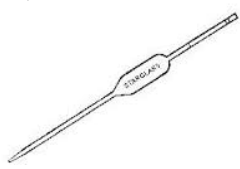
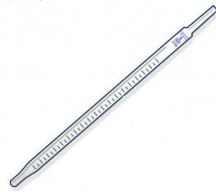
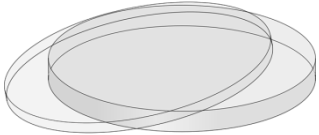
3.2 Pictogramas de risco

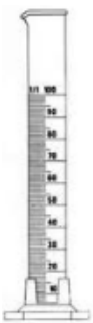
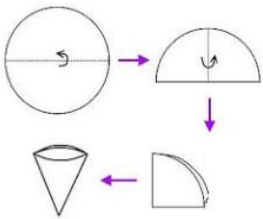
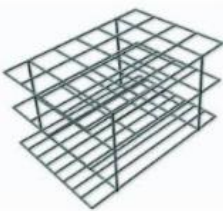


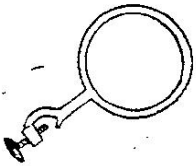
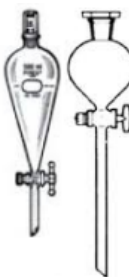





INFLAMAVEL	OXIDANTE	EXPLOSIVO
TOXICIDADE AGUDA	CORROSIVO	GASES SOB PRESSÃO
RISCO A SAÚDE	RISCO AO MEIO AMBIENTE	IRRITANTE

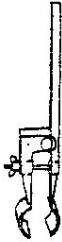
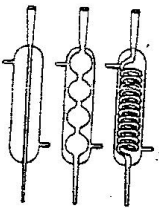



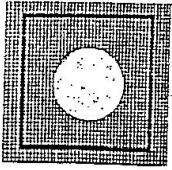
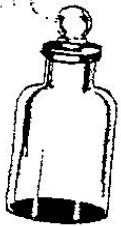
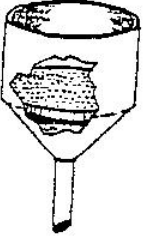

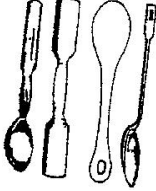

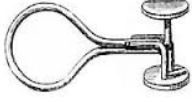

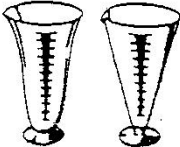
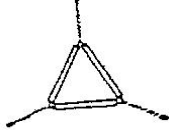

RECONHECIMENTO DOS PRINCIPAIS EQUIPAMENTOS E VIDRARIAS DE LABORATÓRIO








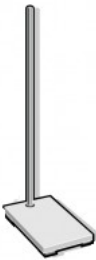








As atividades de laboratório exigem da parte do aluno não só um conhecimento das peças e aparelhos utilizados, como também o emprego correto de cada um dele. Portanto, antes de mais nada, é necessário que descrevem bem cada uma das peças, memorizem a sua forma e conheçam a utilidade de cada uma.

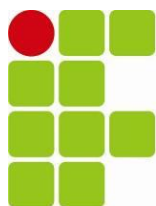
Objetivo: Conhecer os principais equipamentos e vidrarias de laboratório.

<p>(01)</p>  <p>Balão volumétrico</p> <p>Usado para preparar e diluir soluções com volumes precisos</p>	<p>(02)</p>  <p>Balão de fundo redondo</p> <p>Usado para recolher e aquecer soluções</p>	<p>(03)</p>  <p>Balão de fundo chato</p> <p>Usado para preparar, armazenar e aquecer soluções</p>	<p>(04)</p>  <p>Tubos de ensaio</p> <p>Empregado para fazer reações em pequena escala</p>
<p>(05)</p>  <p>Almofariz com pistilo</p> <p>Usado para triturar sólidos em pequenas quantidades</p>	<p>(06)</p>  <p>Erlenmeyer</p> <p>Usado para aquecer líquidos e efetuar titulação</p>	<p>(07)</p>  <p>Funil de vidro</p> <p>Usado para transferir líquidos e em filtração simples</p>	<p>(08)</p>  <p>Frasco lavador</p> <p>Usado na lavagem de recipientes ou materiais com jatos do líquido nele</p>
<p>(09)</p>  <p>Béquer</p> <p>Usado para medir, aquecer e transferir volumes</p>	<p>(10)</p>  <p>Pipeta volumétrica</p> <p>Usado para medir e transferir pequenos volumes líquidos (com precisão)</p>	<p>(11)</p>  <p>Pipeta graduada</p> <p>Usado para medir e transferir pequenos volumes de líquidos</p>	<p>(12)</p>  <p>Placa de Petri</p> <p>Usado na cultura de fungos e bactérias e finalidades diversas</p>

<p>(13)</p>  <p>Proveta</p> <p>Usado na medição aproximada de volumes líquidos</p>	<p>(14)</p>  <p>Papel de filtro</p> <p>Papel poroso usado na filtração simples</p>	<p>(15)</p>  <p>Suporte p/ tubos de ensaio</p> <p>Usado na sustentação de tubos de ensaio na posição vertical</p>	<p>(16)</p>  <p>Vidro de relógio</p> <p>Usado para tampar copo de bquer, evaporar líquidos e fazer pesagens</p>
<p>(17)</p>  <p>Bureta</p> <p>Usada em titulações e análises volumétricas</p>	<p>(18)</p>  <p>Argola</p> <p>Usado como suporte para funis de vidro</p>	<p>(19)</p>  <p>Funil de separação</p> <p>Usado para a separação de líquidos imiscíveis</p>	<p>(20)</p>  <p>Pera de borracha</p> <p>Usada para encher uma pipeta por sucção</p>
<p>(21)</p>  <p>Tripé</p> <p>Usado como suporte, principalmente de tela de amianto</p>	<p>(22)</p>  <p>Cápsula de porcelana</p> <p>Usado em evaporação de soluções e secagens de sólidos</p>	<p>(23)</p>  <p>Garras p/ tubos de ensaio</p> <p>Usadas para segurar tubos de ensaio durante o aquecimento</p>	<p>(24)</p>  <p>Tenaz</p> <p>Usada para manipular objetos aquecidos</p>

<p>(25)</p>  <p>Garra metálica</p> <p>Usada na fixação de frascos</p>	<p>(26)</p>  <p>Condensadores</p> <p>Utilizada na destilação e tem por finalidade condensar vapores</p>	<p>(27)</p>  <p>Bico de Bunsen</p> <p>Fonte de calor usado para aquecimento até 800°C</p>	<p>(28)</p>  <p>Estufa</p> <p>Usado para a secagem de materiais por aquecimento</p>
<p>(29)</p>  <p>Mufa</p> <p>Usada na fixação de garras metálicas ao suporte universal</p>	<p>(30)</p>  <p>Tela de amianto</p> <p>Usado para distribuir bem o calor durante o aquecimento de recipientes de vidro</p>	<p>(31)</p>  <p>Frasco reagente</p> <p>Usado para guardar reagentes líquidos ou em solução</p>	<p>(32)</p>  <p>Funil de Büchner</p> <p>Usado para a filtração à pressão reduzida</p>
<p>(33)</p>  <p>Bastão de vidro</p> <p>Usada para agitar e transferir líquidos</p>	<p>(34)</p>  <p>Espátulas</p> <p>Usadas para transferir substâncias sólidas</p>	<p>(35)</p>  <p>Cadinho</p> <p>Usado nas calcinações, secagem, aquecimento e fusões de substâncias</p>	<p>(36)</p>  <p>Pinça de Morh</p> <p>Usado para impedir ou reduzir o fluxo de líquido ou gases em alta temperatura</p>
<p>(37)</p>  <p>Kitazato</p> <p>Frasco de vidro coletor do filtrado a alto vácuo</p>	<p>(38)</p>  <p>Copo graduado</p> <p>Usado para medir volumes sem grande precisão</p>	<p>(39)</p>  <p>Triângulo</p> <p>Usado como suporte em aquecimento de cadinhos</p>	<p>(40)</p>  <p>Escova</p> <p>Usado para a limpeza de tubos de ensaio</p>

<p>(41)</p>  <p>Forno ou mufla</p> <p>Usado para calcinação de substâncias em altas temperaturas, de 1000°C a 1500°C</p>	<p>(42)</p>  <p>Dessecador</p> <p>Usado para guardar substâncias em atmosfera contendo baixo índice de umidade</p>	<p>(43)</p>  <p>Centrífuga</p> <p>Usado para acelerar a sedimentação de sólidos em suspensão em líquidos</p>	<p>(44)</p>  <p>Capela</p> <p>Recinto isolado onde se fazem reações que desprendem</p>
<p>(45)</p>  <p>Balão de destilação</p> <p>Usado em destilação contendo o material a ser destilado</p>	<p>(46)</p>  <p>Manta</p> <p>Usada para aquecer líquidos contidos em balão de fundo redondo</p>	<p>(47)</p>  <p>Perfurador de rolhas</p> <p>Usados para perfuração de rolhas (cortiça ou borracha)</p>	<p>(48)</p>  <p>Suporte universal</p> <p>Usado para sustentar equipamentos em geral</p>
<p>(49)</p>  <p>Garra p/ bureta</p> <p>Usada para fixar a bureta ao suporte universal.</p>	<p>(50)</p>  <p>Termômetro</p> <p>Usado para medir temperatura</p>	<p>(51)</p>  <p>Balança</p> <p>Usadas para a determinação de massas</p>	<p>(52)</p>  <p>Banho de ultrassom</p> <p>Realiza limpeza de vidrarias/instrumentos através da cavitação</p>
<p>(53)</p>  <p>Chuveiro lava olhos</p> <p>Utilizado para lavagem de olhos e corpo em situação de emergência</p>	<p>(54)</p>  <p>Barrilete</p> <p>Recipiente para armazenamento de água destilada/deionizada.</p>	<p>(55)</p>  <p>Lavador de pipetas</p> <p>Equipamento para lavagem de pipetas</p>	<p>(56)</p>  <p>Deionizador</p> <p>Coluna para remoção dos minerais presentes na água potável</p>



**CAMPUS FLORIANÓPOLIS - Departamento Acadêmico de Linguagem
Tecnologia Educação e Ciência**

Professor: _____ Disciplina: Química
Aluno: _____ Turma: _____ Data: ____/____/____

**INSTITUTO FEDERAL
SANTA CATARINA**

-PRÁTICA 1-

EQUIPAMENTOS BÁSICOS DE LABORATÓRIO: MEDIDAS DE MASSA E VOLUME

1. Objetivo

- ✓ Identificar os principais equipamentos e recipientes volumétricos, além de manipulá-los corretamente na determinação de volumes, comparando exatidão e precisão.

2. Materiais e reagentes

Materiais

- 1 pipeta volumétrica de 25 mL
- 1 pipeta graduada de 25 mL
- 1 proveta de 25 mL
- 5 béqueres de 50 mL
- 1 balão volumétrico de 25 mL
- 1 pera de borracha
- 1 frasco lavador (pisseta)
- 1 pipeta Pasteur
- balança analítica com precisão de 0,0001 g

Reagentes

- Água

3. Procedimento

- Numerar os béqueres de 1 a 5 e pesar (béqueres secos de 50 mL).
- Anotar a massa no Quadro 1.
- Medir 30 mL de água destilada no bequer 1, pesar e anotar no Quadro 1.
Medir 25 mL com as seguintes vidrarias:
 - proveta, transferir esse volume para o béquer nº 2, pesar e anotar no Quadro 1.
 - pipeta graduada, transferir esse volume para o béquer nº 3, pesar e anotar no Quadro 1.
 - pipeta volumétrica, transferir esse volume para o béquer nº 4, pesar e anotar no Quadro 1.
 - balão volumétrico, transferir esse volume para o béquer nº 5, pesar e anotar no Quadro 1.

Obs. Usar a curvatura inferior do menisco para fazer a leitura do volume.




Quadro 1: Medidas de massas e volumes para diferentes vidrarias

Béquer	Massa (g) do béquer	Massa béquer + água p/ cada vidraria	Massa de água (subtração)	Volume água calculado*	Vidraria utilizada na medição do volume
01					Béquer
02					Proveta
03					Pipeta graduada
04					Pipeta volumétrica
05					Balão volumétrico

*Considerar a densidade da água 1g/mL e utilizar a relação $d=m/V$.

Cálculo de erro percentual:

$$Erro\ percentual = \frac{|(volume\ exato - volume\ calculado)|}{volume\ exato} \times 100$$

	IFSC - Florianópolis		Nota
	Disciplina: Química		
	Professor:		
	Turma:	Data de entrega:	
	Aluno(s):		

Título da prática: _____

QUESTÕES

1) Calcule o erro percentual, na medida do volume, de cada vidraria utilizada (apresente os cálculos).

Vidraria utilizada na medição do volume	Erro percentual (%)
Béquer	
Proveta	
Pipeta graduada	
Pipeta volumétrica	
Balão volumétrico	

2) Qual a diferença entre pipeta graduada e pipeta volumétrica?

3) Um laboratorista solicita ao seu assistente que meça 5 mL de água deionizada com a melhor precisão possível e transfira-a para um balão volumétrico de 50 mL. Assinale a alternativa que mostra o instrumento a ser utilizado pelo assistente para fazer a tarefa solicitada.

- (A) Uma proveta com capacidade de 5 mL. (B) Uma pipeta volumétrica de 5 mL.
 (C) Uma pipeta graduada de 25 mL. (D) Uma pipeta graduada de 10 mL.
 (E) Um béquer de 5 mL.

4) Um químico deseja preparar uma solução aquosa de cloreto de sódio (sal de cozinha), com volume total de 50 mL. Qual a vidraria mais indicada: um béquer ou um balão volumétrico?

5) Dada as vidrarias abaixo, indique a que não está esquematizada.

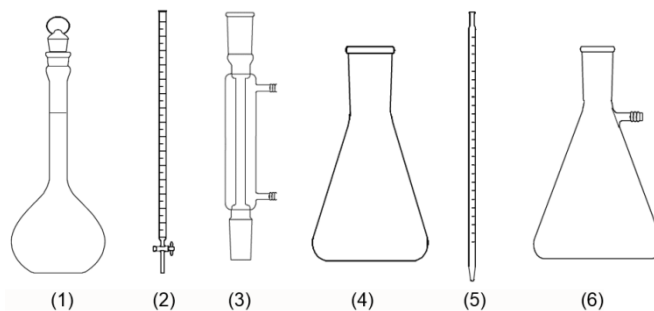


- a) Béquer
 b) Pipeta
 c) Erlenmeyer
 d) Condensador
 e) Proveta

6) Operações que liberam vapores tóxicos devem ser realizadas preferencialmente:

- a) Ao ar livre b) No tubo de ensaio c) Na capela d) Na bureta e) Na placa de Petri

7) Nos laboratórios de ensino e pesquisa na área de química e comum o uso de diversas vidrarias como as apresentadas nas imagens abaixo. Numere corretamente o instrumento com a sua utilização em laboratório, associando as colunas.



- () Equipamento utilizado na condensação de vapores em destilações.
 () Equipamento calibrado, utilizado no preparo e na diluição de soluções com volumes precisos.
 () Equipamento calibrado, usado para medir e escoar volumes variáveis de líquidos.
 () Equipamento utilizado na análise titulométrica, no aquecimento de líquidos e na dissolução de sólidos.
 () Equipamento calibrado, utilizado para o escoamento de volumes precisos de líquidos na análise titulométrica.
 () Equipamento usado em filtrações sob sucção ou pressão reduzida, acoplado a uma trompa d'água ou bomba de vácuo.

Assinale a alternativa que contem a sequencia **CORRETA** de associação, de cima para baixo.

- a) 3, 1, 2, 4, 5, 6
 b) 6, 5, 2, 1, 4, 3
 c) 6, 4, 5, 1, 2, 3
 d) 3, 1, 5, 4, 2, 6
 e) 6, 2, 1, 4, 5, 3

8) Em um acidente envolvendo ácidos ou outro qualquer material corrosivo:

- a) Devemos molhar o local com água abundante e avisar ao professor.
 b) Devemos correr imediatamente do local e avisar ao professor.
 c) Devemos enxugar o mais rápido possível com papel para evitar queimar os colegas.
 d) Devemos ficar parados e avisar ao professor para que ele efetue os primeiros socorros.
 e) Devemos molhar o local com água abundante e correr imediatamente do local.

9) É extremamente proibido dentro de um laboratório, **EXCETO**:

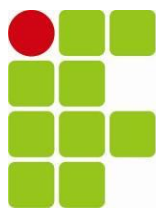
- a) Cheirar as substâncias para saber o que está usando.
 b) Deixar os cabelos, quando longos, amarrados como um rabo de cavalo.
 c) Trabalhar com ácidos e bases concentradas sem luvas de procedimento.
 d) Mascar chicletes, balas e lanchar.
 e) Ficar misturando produtos desconhecidos para ver se descobre algo novo.

10) A extração de substâncias químicas - como as que apresentam atividade farmacológica, obtidas a partir de qualquer material de origem natural, seja ele vegetal ou animal - envolve diversas operações de laboratório. Nesse sentido, numere a 2ª coluna de acordo com a 1ª, relacionando as operações de laboratório com os respectivos equipamentos utilizados.

- | | |
|----------------------------------|-------------------------|
| 1. secagem | () funil de Büchner |
| 2. filtração a vácuo | () proveta |
| 3. destilação | () estufa |
| 4. medidas de volume de líquidos | () almofariz e pistilo |
| 5. trituração | () condensador |

A sequência numérica correta é:

- a) 3, 4, 1, 5 e 2
 b) 2, 4, 1, 5 e 3
 c) 1, 5, 3, 2 e 4
 d) 1, 5, 3, 4 e 2
 e) 2, 4, 3, 5 e 1



**CAMPUS FLORIANÓPOLIS - Departamento Acadêmico de Linguagem
Tecnologia Educação e Ciência**

Professor: _____ Disciplina: Química

Aluno: _____ Turma: _____ Data: ____/____/____

**INSTITUTO FEDERAL
SANTA CATARINA**

-PRÁTICA 2-

FENÔMENOS FÍSICOS E FENÔMENOS QUÍMICOS E DENSIDADE

PARTE I: FENÔMENOS FÍSICOS E FENÔMENOS QUÍMICOS

1. Objetivo:

- ✓ Identificar as diferenças entre os diferentes fenômenos físicos e químicos.

2. Materiais e Reagentes

Materiais

- bico de Bunsen
- tela de amianto e tripé
- pinça de madeira
- pinça de metal
- 2 cápsulas de porcelana
- vidro de relógio
- 3 tubos de ensaios e suporte
- 3 pipetas
- 1 pipetador

Reagentes

- 2 pedaços pequenos de magnésio
- estanho em pó
- solução de nitrato de prata (0,01 mol/L)
- iodo sólido
- solução de cloreto de sódio
- água destilada
- solução diluída de H_2SO_4 (0,5 mol/L)

3. Procedimento (Demonstrativa)

3.1. Segurar um pequeno pedaço de magnésio com a pinça de metal. Introduzir a ponta do metal na chama do bico de Bunsen. Observar com cuidado (a luz observada é muito viva e pode prejudicar a vista).

Anotar o que ocorreu e classificar o fenômeno _____

3.2. Adicionar alguns cristais de iodo em uma cápsula de porcelana. Tampar com vidro de relógio e colocar algumas gotas de água sobre o vidro. Aquecer o sistema sobre uma tela de amianto durante alguns segundos. Esperar esfriar. Usar uma pinça de madeira, segurar o vidro de relógio, observar os cristais de iodo formado.

Anotar o que ocorreu e classificar o fenômeno _____

3.3. Adicionar, a um tubo de ensaio, cerca de 2 mL de solução de cloreto de sódio. Adicionar a outro tubo, 2 mL de solução de nitrato de prata. Em seguida, verter o conteúdo de um tubo no outro. Anotar o que ocorreu e classificar o fenômeno _____

Aquecer o conteúdo do tubo de ensaio até entrar em ebulição.

Anotar o que ocorreu e classificar o fenômeno _____

3.4. Aquecer cuidadosamente um pedaço de estanho em uma cápsula de porcelana. Deixar esfriar. Anotar o que ocorreu e classificar o fenômeno _____

3.5. Colocar 2 mL de solução de H_2SO_4 diluído em um tubo de ensaio. Adicionar um pedaço pequeno de magnésio e observar.

Anotar o que ocorreu e classificar o fenômeno: _____

PARTE II: DENSIDADE

1. Objetivo

- ✓ Correlacionar e resolver operações matemáticas associadas às grandezas físicas aplicadas a contextos químicos.

2. Materiais e Reagentes

- 4 amostras de metal: chumbo, alumínio, cobre (lâminas estreitas) e estanho
- 1 proveta graduada de 10 mL
- balança
- água

3. Procedimento

- Determinar a massa das amostras e anotar na tabela.
- Colocar água em uma proveta, até um determinado volume. Anotar na tabela o volume inicial.
- Mergulhar a amostra de metal na proveta contendo água e verificar o novo volume de água.
- Anotar na tabela o volume final.


Obs: A diferença entre o volume final e volume inicial é o volume deste metal (amostra).

Amostra	Massa (g)	Volume Inicial (mL)	Volume final (mL)	Volume da amostra (mL)	Densidade experimental (g/mL)	Densidade (g/mL) Valor teórico	Erro
Alumínio						2,70	
Chumbo						11,30	
Cobre						8,96	
Estanho						7,31	

Obs.: Calcule a densidade e o erro experimental utilizando, respectivamente, as fórmulas abaixo.

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

$$E \% = \left| \frac{\text{valor teórico} - \text{valor experimental}}{\text{valor teórico}} \right| \times 100\%$$

	IFSC - Florianópolis		<i>Nota</i>
	Disciplina: Química		
	Professor:		
	Turma:	Data de entrega:	
	Aluno(s):		

Título da prática: _____

QUESTÕES

- 1) Equacione a reação do experimento 3.1, que representa a combustão do magnésio.
- 2) Represente o fenômeno que ocorreu no experimento 3.2 com sua fórmula e estado físico.
- 3) Represente a equação da reação que ocorreu no experimento 3.3. Qual o nome do precipitado formado?
- 4) Represente a equação da reação que ocorreu no experimento 3.5. Qual o nome do gás liberado na reação?
- 5) Na tabela abaixo temos as densidades de alguns materiais sólidos. Se eles forem adicionados à água líquida e pura, à temperatura ambiente, qual/ais dele/s flutuará? (Dado: $d_{\text{água}}$ à 25 °C = 1,0 g/cm³).

Pau-Brasil	0,4 g/cm ³
Alumínio	2,70 g/cm ³
Diamante	3,5 g/cm ³
Chumbo	11,3 g/cm ³
Carvão	0,5 g/cm ³
Mercúrio	13,6 g/cm ³

6) Três frascos de vidro transparentes, fechados, de formas e dimensões iguais, contêm cada um a mesma massa de líquidos diferentes. Um contém água, o outro, clorofórmio e o terceiro, etanol. Os três líquidos são incolores e não preenchem totalmente os frascos, os quais não têm nenhuma identificação. Sem abrir os frascos, como você faria para identificar as substâncias?

Dadas as densidade de cada um dos líquidos, à temperatura ambiente é:

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

7) Um vidro contém 200 cm^3 de mercúrio de densidade $13,6 \text{ g/cm}^3$. Qual a massa, em kg, de mercúrio contido no vidro?

8) A elevação da temperatura de um sistema produz, geralmente, alterações que podem ser interpretadas como sendo devidas a processos físicos ou químicos. Medicamentos, em especial na forma de soluções, devem ser mantidos em recipientes fechados e protegidos do calor para que se evite:

- I. Evaporação de um ou mais de seus componentes;
- II. A decomposição e consequente diminuição da quantidade de composto que constitui o princípio ativo;
- III. A formação de compostos indesejáveis ou potencialmente prejudiciais à saúde.

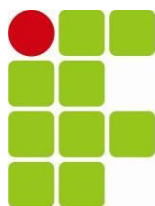
Cada um desses processos- I, II e III - corresponde a um tipo de transformação classificada, respectivamente, como:

- a) física, química e química
- b) física, física e química
- c) química, química e química
- d) química, física e química
- e) física, química e física

9) Levando em consideração os dados obtidos no experimento de densidade dos metais, determine a densidade dos metais da Tabela abaixo (demonstrar os cálculos).

Amostra	Massa (g)	V _{Inicial} (mL)	V _{final} (mL)	V _{amostra} (mL)	d _{experimental} (g/mL)	d _{teórica} (g/mL)
Alumínio						2,70
Chumbo						11,30

10) Após a determinação experimental da densidade de cada metal, determine o erro da densidade em relação ao valor teórico para os metais do exercício 9.



**CAMPUS FLORIANÓPOLIS - Departamento Acadêmico de Linguagem
Tecnologia Educação e Ciência**

Professor: _____ Disciplina: Química
Aluno: _____ Turma: _____ Data: ____/____/____

**INSTITUTO FEDERAL
SANTA CATARINA**

-PRÁTICA 3-

MISTURAS E SEPARAÇÃO DE MISTURAS

1. Objetivos

- ✓ Realizar procedimentos experimentais baseados nas propriedades dos materiais.
- ✓ Reconhecer métodos de separação de substâncias.

2. Materiais e Reagentes:

Materiais

- 4 béqueres de 50 mL
- 3 espátulas
- 3 béqueres de 100 mL
- 1 funil de vidro
- Papel de filtro
- 1 Suporte universal
- 1 Funil de decantação
- 3 Bastões de vidro
- 1 Argola

Reagentes

- Água destilada
- Gelo (com o professor)
- Álcool etílico
- Óleo
- Enxofre
- sal

3. Procedimento

3.1. Misturas

- Misturar, com um bastão de vidro, 20 mL de água com as substâncias discriminadas no quadro abaixo, usando um béquer de 50 mL.
- Observar e assinalar se a mistura é homogênea ou heterogênea.

Sistema	Nº de fases
20 mL água + 1 cubo de gelo	
20 mL água + 1 espátula de sal	
20 mL água + 10 mL de álcool	
20 mL água + 10 mL de óleo	

3.2. Separação de misturas heterogêneas

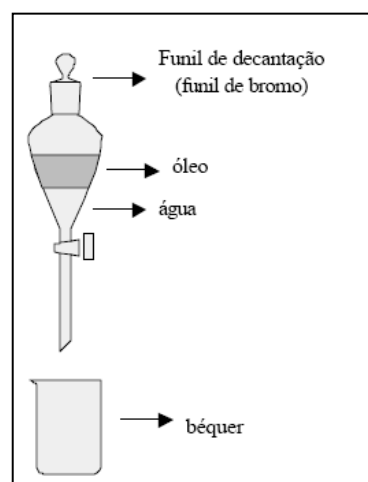
a) Filtração simples

- Misturar, em um béquer de 100 mL, 20 mL de água destilada e uma espátula de enxofre.
- Agitar, com um bastão de vidro, e observar o aspecto da mistura.
- Colocar o papel de filtro no funil de vidro, conforme mostra a figura ao lado.
- Umedecer o papel com água destilada.
- Filtrar o sistema.



b) Decantação (demonstrativa no laboratório)

- Colocar, no funil de separação/decantação, como mostra a figura ao lado, 10 mL de água e 10 mL de óleo.
- Tampar o funil e misturar levemente. Observar o seu aspecto.
- Tirar a tampa e esperar até que o óleo se separe da água.
- Abrir cuidadosamente a torneira, deixando escoar, no béquer, o líquido da fase inferior.
- Fechar a torneira quando a superfície de separação se aproximar da mesma. Observar o resultado.



3.3. Separação de misturas homogêneas

a) Destilação Simples (demonstrativa no laboratório)

Materiais

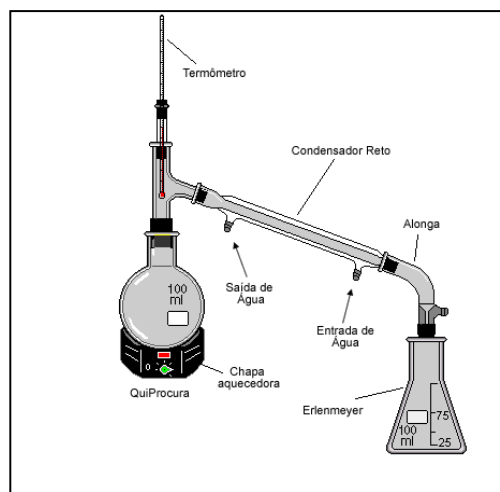
- 1 erlenmeyer
- 1 manta elétrica
- 2 suportes universais
- 2 garras
- Sistema de destilação (balão de fundo redondo, termômetro, condensador)


Reagentes

- água
- Sulfato de cobre

Procedimento

- Pegar uma pequena quantidade de sulfato de cobre e dissolver em 300 mL de água destilada.
- Transferir a mistura para um balão de fundo redondo.
- Montar o equipamento para a destilação, conforme a figura ao lado.
- Aquecer e ligar a água para o processo de refrigeração do condensador e observar todo o processo (ebulição, condensação e separação dos componentes da mistura).

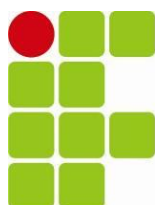


	IFSC - Florianópolis		<i>Nota</i>
	Disciplina: Química		
	Professor:		
	Turma:	Data de entrega:	
	Aluno(s):		

Título da prática: _____

QUESTÕES

- 1) O sistema formado pela água destilada e um cubo de gelo feito com água destilada apresenta.....fases ecomponente/s.
- 2) O sistema formado pela mistura de 20 mL de água destilada com uma espátula pequena de cloreto de sódio (NaCl) apresentafases ecomponentes/s.
- 3) O sistema formado com 20 mL de água destilada e 10 mL de óleo apresenta.....fases ecomponente/s.
- 4) Água destilada e enxofre em pó formam um sistema....., bifásico comcomponente/s dos quais um é uma substância simples porque apresenta..... e o outro componente é uma substância.....porque apresenta mais de um elemento químico.
- 5) Na separação do sulfato de cobre da água, esta é destilada e coletada porque apresenta ponto de ebulição.....do que do sulfato de cobre que fica no balão de destilação.
- 6) Na mistura de 20 mL de água destilada com 10 mL de álcool, este não pode ser separado totalmente da água por destilação.....nem por destilação.....porque estes componentes formam uma mistura.....
- 7) O óleo e a água formam um sistema.....cuja separação pode ser feita por
- 8) Uma solução aquosa de sulfato de cobre II é uma mistura Este sal pode ser separado da água por.....
- 9) O produto da reação do nitrato de prata com cloreto de sódio é um sistema..... Um dos produtos formados é um precipitado branco (AgCl), o qual pode ser separado da solução de nitrato de sódio (líquido incolor) porsimples.
- 10) Há misturas onde a filtração é muito lenta porque as partículas sólidas fecham os poros do papel poroso (papel filtro). Neste caso para acelerar a separação utiliza-se um método conhecido como filtração



**CAMPUS FLORIANÓPOLIS - Departamento Acadêmico de Linguagem
Tecnologia Educação e Ciência**

Professor: _____ Disciplina: Química
Aluno: _____ Turma: _____ Data: ____/____/____

**INSTITUTO FEDERAL
SANTA CATARINA**

PRÁTICA 4

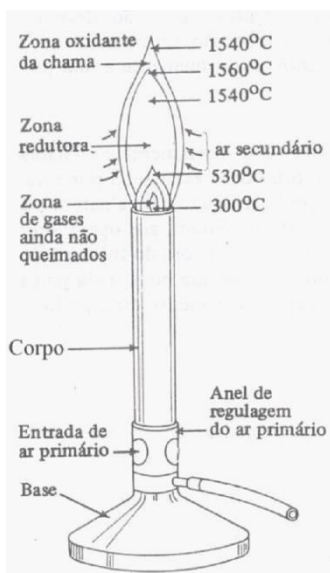
TESTE DE CHAMA (Demonstrativa no auditório)

IDENTIFICAÇÃO DAS REGIÕES DA CHAMA

Zona neutra: região próxima da boca do tubo; nela não ocorre combustão do gás. É fria. Região da chama menos aquecida, de cor amarelo-avermelhada, que possui uma maior área.

Zona redutora: fica acima da zona neutra e forma um pequeno “cone”; nela se inicia a combustão do gás. É pouco quente. Começa a apresentar a coloração roxa tendendo para a azul. Esta indica a aproximação para uma chama mais aquecida.

Zona oxidante: compreende toda a região acima e ao redor da zona redutora; nela a combustão do gás é completa. É muito quente. É a chama com maior energia, ou seja, mais quente. Observe que ela é a chama que possui menor área, por isso mantém uma energia maior.



1. Objetivo

- ✓ Verificar a presença de determinados elementos químicos em substâncias, utilizando o teste da chama.

2. Materiais e Reagentes

Materiais

- 3 arames de níquel-cromo
- haste
- bico de Bunsen
- pinça de metal
- 01 béquer de 100 mL


Reagentes

- sulfato de cobre
- cloreto de lítio
- cloreto de sódio
- magnésio
- ácido clorídrico concentrado

3. Procedimento

- Aquecer na chama de um bico de Bunsen o fio de níquel–cromo adaptado à haste.
- Mergulhar o fio no reagente sólido, sulfato de cobre, e introduzir na chama oxidante do bico de Bunsen. Observar a cor da chama e anotar na tabela.
- Repetir o experimento com os sólidos: cloreto de lítio e cloreto de sódio. Em cada caso, utilize sempre o fio de níquel–cromo, lavando-o com solução concentrada de ácido clorídrico.
- Segurar um pedaço de magnésio com a pinça de metal. Introduzir a ponta do magnésio na chama do bico de Bunsen. Observar a cor da chama e anotar na tabela.

Substância	Cor da chama
Sulfato de cobre	
Cloreto de sódio	
Nitrato de estrôncio	Vermelho sangue
Nitrato de bário	verde
Carbonato de cálcio	Vermelho tijolo
Cloreto de potássio	violeta
Cloreto de lítio	
Magnésio	

	IFSC - Florianópolis		Nota
	Disciplina: Química		
	Professor:		
	Turma:	Data de entrega:	
	Aluno(s):		

Título da prática: _____

QUESTÕES

Complete as questões de 1 a 5.

1) O teste de chama é baseado no fato de que quando certa quantidade de.....é fornecida a um determinado elemento químico, alguns.....da.....de valênciaesta energia passando para um nível de energia mais elevado, produzindo o que chamamos de estado excitado.

2) Quando um desses.....excitados retorna ao estado fundamental, ele.....a energia recebida anteriormente em forma de.....

3) Cada elemento.....a radiação em um.....de onda característico, pois a quantidade de.....necessária para excitar um é única para cada elemento.

4) A cor observada em cada chama é característica do.....presente na substância aquecida. Ao se colocar na chama cloreto de sódio (sal de cozinha), a luz emitida ébem intenso; quando colocamos o sulfato de cobre a luz emitida ée o cloreto de potássio emite luz.....

5) A reação que ocorre na queima do magnésio pode ser representada pela reação:

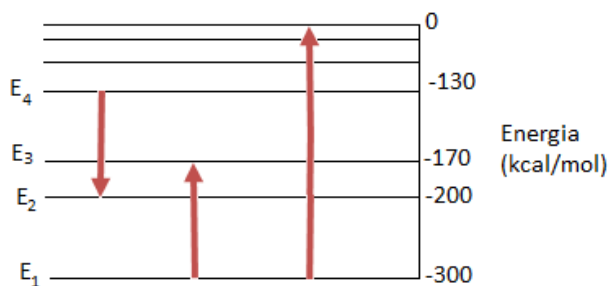


A luz emitida pelo magnésio é de cor.....

6) A luz amarela emitida por uma lâmpada de sódio é a energia liberada pelos átomos do metal, quando elétrons:

- a) escapam dos átomos para o meio ambiente;
- b) colidem com os núcleos atômicos;
- c) retornam a níveis de menor energia;
- d) passam a ocupar níveis de energia mais externos;
- e) unem-se a prótons para formar nêutrons.

As questões 07 e 08 baseiam-se no esquema representando níveis energéticos eletrônicos de um determinado átomo, estando indicados os valores das energias de alguns deles.



7) Na transição do nível E₄ para o nível E₂:

- haverá emissão de energia;
- haverá absorção de energia;
- não haverá variação de energia;
- haverá absorção de luz de um certo comprimento de onda;
- é impossível ocorrer tal transição.

8) A energia posta em jogo na transição E₁ → E₃ equivale a (em kcal/mol):

- 170
- 130
- 300
- 430
- nenhum valor citado

9) Os fogos de artifício coloridos são fabricados adicionando-se à pólvora elementos químicos metálicos como o sódio (cor amarela), estrôncio (vermelho-escuro), potássio (violeta) etc. Quando a pólvora queima, elétrons dos metais presentes sofrem excitação eletrônica e, posteriormente, liberação de energia sob a forma de luz, cuja cor é característica de cada metal. O fenômeno descrito:

- É característico dos elementos dos grupos 6A e 7A da tabela periódica.
- Ocorre independentemente da quantidade de energia fornecida.
- Está em concordância com a transição eletrônica conforme o modelo de Bohr.
- Mostra que a transição de elétrons de um nível mais interno para um mais externo é um processo que envolve emissão de energia.
- Mostra que um elétron excitado volta ao seu estado fundamental, desde que absorva energia.

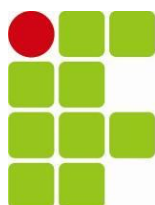
10) O quadro abaixo indica os resultados de testes de chama, realizados num laboratório, com quatro substâncias:

Substância	Cor da chama
HCl	Não se observa a cor
CaCl ₂	Vermelho-tijolo (ou alaranjado)
SrCl ₂	Vermelho
BaCl ₂	Verde-amarelado

a) Indique, em cada caso, o elemento responsável pela cor observada:

Vermelho-tijolo (ou alaranjado)	
Vermelho	
Verde-amarelado	

b) Utilizando um modelo atômico em que os elétrons estão em níveis quantizados de energia, explique como um átomo emite luz no teste de chama.



**CAMPUS FLORIANÓPOLIS - Departamento Acadêmico de Linguagem
Tecnologia Educação e Ciência**

Professor: _____ Disciplina: Química
Aluno: _____ Turma: _____ Data: ____/____/____

**INSTITUTO FEDERAL
SANTA CATARINA**

-PRÁTICA 5- PROPRIEDADES DOS COMPOSTOS IÔNICOS E MOLECULARES

1. Objetivo

- ✓ Investigar as principais propriedades dos compostos iônicos e moleculares.

2. Materiais e Reagentes

Materiais

- bico de Bunsen e tripé com tela
- 2 cápsulas de porcelana
- 3 béqueres de 50 mL
- 2 pipetas de 5 mL
- 1 pinça (tenaz)
- fósforo
- circuito elétrico
- 3 espátulas
- pera

Reagentes

- NaOH, CaO, NaCl, HCl
- álcool etílico
- sacarose
- água deionizada
- ácido acético glacial

Parte I: Demonstrativa (no auditório)

3. Procedimento

3.1. Estado físico: Observar os estados físicos dos compostos iônicos e moleculares dos diversos compostos na bancada do professor.

3.2. Ponto de fusão: Comparar os pontos de fusão dos diferentes compostos no quadro abaixo.

Substâncias	Ponto de Fusão
Cloreto de sódio (NaCl)	880 °C
Hidróxido de sódio (NaOH)	238 °C
Sacarose (C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁)	189,2 °C
Álcool (C ₂ H ₅ OH)	-114 °C
Ácido clorídrico (HCl)	-114,8 °C

3.3. Condutibilidade Elétrica no estado sólido e líquido


- a) Em uma cápsula de porcelana, colocar 2 pastilhas de hidróxido de sódio (NaOH). Verificar a condutibilidade elétrica. Aquecer até a fusão. Verificar a condutibilidade elétrica e anotar os dados.
- b) Em outra cápsula, colocar uma ponta de espátula de sacarose. Verificar a condutibilidade elétrica. Aquecer até a fusão. Verificar a condutibilidade elétrica e anotar os dados.
- c) Em um béquer, colocar uma ponta de espátula de cloreto de sódio (NaCl) e verificar a condutibilidade elétrica. Anotar.
- d) Em um béquer, colocar 2 mL de álcool e verificar a condutibilidade elétrica. Anotar.
- e) Em um béquer, coloque 2 mL de ácido acético glacial e verificar a condutibilidade elétrica. Anotar.

Parte II: Prática**3.4 Condutibilidade elétrica em solução aquosa**

Materiais	Reagentes
<ul style="list-style-type: none">- 7 béqueres de 50 mL- 4 pipetas de 2 mL- 3 espátulas- 3 bastões de vidro- 1 proveta de 20 mL- 1 pera- circuito elétrico	<ul style="list-style-type: none">- $\text{NaOH}_{(s)}$, $\text{NaCl}_{(s)}$- álcool etílico- sacarose- água deionizada- ácido acético glacial- solução de HCl

Procedimento:

- a) Em um béquer colocar 2 mL de água pura. Verificar a condutibilidade elétrica. Anotar.
- b) Em um béquer, colocar uma pastilha de hidróxido de sódio (NaOH) e acrescentar 20 mL de água. Agitar até a dissolução. Verificar a solubilidade e a condutibilidade elétrica da solução. Anotar.
- c) Em um béquer, colocar uma ponta de espátula de açúcar ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) e acrescentar 20 mL de água. Agitar até a dissolução. Verificar a solubilidade e a condutibilidade elétrica. Anotar.
- d) Em um béquer, colocar uma ponta de espátula de cloreto de sódio sólido (NaCl) e acrescentar 20 mL de água. Agitar até a dissolução. Verificar a solubilidade e a condutibilidade elétrica. Anotar.
- e) Em um béquer, colocar 2 mL de álcool etílico e acrescentar 20 mL de água. Verificar a solubilidade e a condutibilidade elétrica. Anotar.
- f) Em um béquer colocar 2 mL de solução de ácido clorídrico. Verificar a condutibilidade elétrica. Anotar.
- g) Em um béquer, colocar 2 mL de ácido acético glacial e acrescentar 20 mL de água. Verificar a solubilidade e a condutibilidade elétrica. Anotar. (Realizada pelo professor na parte demonstrativa)

	IFSC - Florianópolis		Nota
	Disciplina: Química		
	Professor:		
	Turma:	Data de entrega:	
	Aluno(s):		

Título da prática: _____

Questões

1) De acordo com os resultados da prática, complete o quadro abaixo:

Substâncias	Composto Iônico ou Molecular.	Solubilidade em água	Condutibilidade elétrica			Presença de íons em solução aquosa
			Sólido	Líquido	Aquoso	
Hidróxido de sódio						
Sacarose						
Álcool			_____			
Ácido acético			_____			
Ácido clorídrico			_____	_____		

Em relação à observação do item 3.1, responda as questões 02 e 03

2) Em qual estado físico podemos encontrar os compostos iônicos a 25 °C e 1 atm? Exemplifique

3) Em quais estados físicos podemos encontrar os compostos moleculares, a 25°C e 1 atm? Exemplifique

4) Complete as sentenças abaixo:

a) O NaOH e o HCl conduzem corrente elétrica em solução aquosa, porque em solução estas substâncias estão, respectivamente, e

b) A solução aquosa de sacarose ($C_{12}H_{22}O_{11}$) não conduz corrente elétrica, pois a solução não apresenta.....

c) O ácido acético é um composto.....e conduz corrente elétrica em

d) O cloreto de sódio (NaCl) apresenta ligação e conduz corrente elétrica no estado ígneo (.....) e em solução....., porque nestas condições há mobilidade de íons positivos, denominadose íons negativos, denominados

5) Assinale V para as afirmativas verdadeiras e F para as falsas.

- () O ácido acético ($\text{CH}_3\text{-COOH}$) conduz corrente elétrica em solução aquosa, porque é um composto iônico.
() A água destilada ou deionizada não possui íons suficientes para conduzir corrente elétrica.
() O cloreto de sódio (NaCl) conduz corrente elétrica tanto em solução aquosa como puro no estado ígneo (fundido).
() O NaCl conduz corrente elétrica em solução aquosa porque sofre dissociação iônica.
() O HCl puro conduz corrente elétrica porque sofre ionização.

6) Um material sólido tem as seguintes características: não apresenta brilho metálico; é solúvel em água; não se funde quando aquecido a 500°C ; não conduz corrente elétrica no estado sólido; conduz corrente elétrica em solução aquosa. Com base nos modelos de ligação química, pode-se concluir que, provavelmente, trata-se de um sólido:

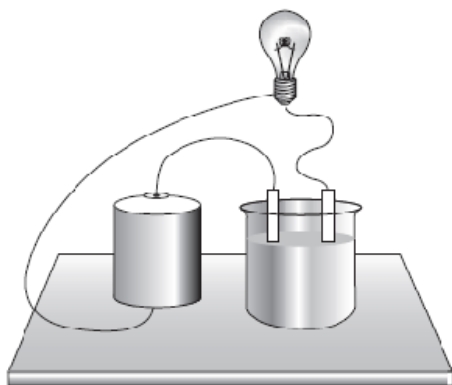
- a) iônico. b) covalente. c) molecular. d) metálico. e) nenhuma das respostas anteriores

7) Tanto os ácidos quanto os compostos iônicos conduzem eletricidade em solução aquosa, porém, os compostos iônicos sofrem dissociação, já os ácidos (compostos moleculares) sofrem ionização, quando dissolvidos em água. Qual a diferença entre ionização e dissociação?

8) Com base na questão anterior, o que ocorre ao se dissolver ácido bromídrico (HBr) em água? E ao se dissolver cloreto de sódio (KCl) em água? Represente estes fenômenos com equações químicas.

9) Alguns compostos quando dissolvidos em água não liberam íons. Qual é o nome do processo que ocorre ao se dissolver açúcar ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) em água? Represente este fenômeno com equação química.

10) Considere a figura a seguir:

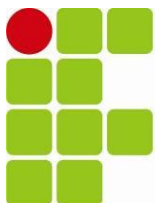


e as seguintes possibilidades para o líquido existente no interior do copo:

- I — H_2O
II — H_2O + glicose
III — H_2O + sal de cozinha

Qual alternativa melhor descreve a condição da lâmpada?

- a) Acesa em II e apagada nas demais.
b) Apagada em I e acesa nas demais.
c) Apagada em I e II.
d) Acesa em I, II e III.
e) Acesa em I e apagada nas demais.



-PRÁTICA 6-

SUBSTÂNCIAS POLARES E APOLARES

A gasolina é uma mistura de substâncias de fórmula C_nH_{2n+2} , sendo que n pode variar de 6 a 10. A lei brasileira estipula um nível máximo de 27% de etanol anidro adicionado à gasolina combustível. Para verificar a quantidade de etanol presente na gasolina é realizado o “teste de proveta”

PARTE I – Demonstrativa (no laboratório)

1. Objetivo

- ✓ Verificar a solubilidade entre substâncias polares e apolares

2. Materiais e reagentes

Materiais

1 proveta de 100 mL
1 erlenmeyer de 100 mL
1 rolha para vedar o erlenmeyer
1 bequer de 100 mL
1 funil de vidro
luvas

Reagentes

50 mL de gasolina (manter em frasco fechado)
Água (da torneira)

3. Procedimento

- Adicionar gasolina até a marca de 50 mL da proveta.
- Adicionar 50 mL de água da torneira na proveta com a gasolina.
- Transferir a mistura para o erlenmeyer e vedar com a rolha.
- Agitar bem a mistura e transferir novamente para a proveta.
- Deixar repousar até as fases separarem-se totalmente.
- Observar e anotar os volumes ocupados por cada fase.

PARTE II - PRÁTICA

Materiais

1 funil de vidro
2 pipetas graduadas de 10 mL
1 espátula
9 tubos de ensaio com rolha
1 espátula
1 funil (para o óleo de soja)
Bastão de vidro
Papel toalha


Reagentes

Água destilada
Sal de cozinha (NaCl)
Óleo de soja
vinagre

PROCEDIMENTO

- Colocar água em um tubo de ensaio até a metade de seu volume e adicionar meia espátula de sal. Fechar com a rolha. Agitar bem. Observar se os materiais se misturam ou não e anotar na tabela.
- Repetir o procedimento anterior com cada mistura de materiais da tabela. Para misturas líquidas, adicionar iguais quantidades de cada uma (cerca de 2 mL). Anotar os dados na tabela.

Substância 1	Substância 2	Homogênea ou Heterogênea?
Água	Sal de cozinha	
Água	vinagre	
Água	Óleo de cozinha	
Óleo de soja	Sal de cozinha	
Óleo de soja	Vinagre	
Vinagre	Sal de cozinha	

	<i>IFSC - Florianópolis</i>		<i>Nota</i>
	<i>Disciplina: Química</i>		
	<i>Professor:</i>		
	<i>Turma:</i>	<i>Data de entrega:</i>	
	<i>Aluno(s):</i>		

Título da prática: _____

QUESTÕES

Responda as questões de 01 a 03, levando em consideração a prática – Parte I

1) Considerando o álcool como a única substância adicionada a gasolina, explique o que ocorreu quando a mistura gasolina com água foi agitada

2) Por que houve aumento do volume da fase incolor após a agitação da mistura gasolina com água?

3) Com base nos dados obtidos, calcule a percentagem de álcool existente na gasolina analisada.

Responda as questões de 04 a 08, levando em consideração a prática – Parte II

4) Divida os materiais entre solúveis em água e não solúveis em água.

5) Quais materiais conseguiram dissolver o sal de cozinha?

6) Considerando que o sal é uma substância iônica, que diferença deve existir entre os dois grupos de materiais moleculares, de forma que um permita a separação dos íons do sal e o outro não?

7) Ocorre ou não dissolução entre materiais moleculares de um mesmo grupo? E entre os dos grupos diferentes? Que conclusões você pode extrair desse experimento?

8) Um sólido molecular apolar é:

- a) bastante solúvel em qualquer solvente;
- b) pouco solúvel em qualquer solvente;
- c) bastante solúvel em solventes apolares;
- d) bastante solúvel em solventes fortemente polarizados;
- e) pouco solúvel nos solventes fracamente polarizados.

9) Analise as seguintes informações:

I. A molécula CO_2 é apolar, sendo formada por ligações covalentes polares.

II. A molécula H_2O é polar, sendo formada por ligações covalentes apolares.

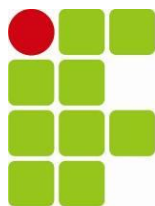
III. A molécula NH_3 é polar, sendo formada por ligações iônicas.

Concluiu-se que:

- a) somente I é correta.
- b) somente II é correta.
- c) somente III é correta.
- d) somente II e III são corretas.
- e) somente I e III são corretas.

10) O iodo (I_2) é:

- a) praticamente insolúvel tanto em H_2O como em CCl_4 ;
- b) muito solúvel tanto em H_2O como em CCl_4 ;
- c) mais solúvel em H_2O que em CCl_4 ;
- d) mais solúvel em CCl_4 que em H_2O ;
- e) mais solúvel em água acidulada do que em água contendo NaOH dissolvido.



UNIDADE FLORIANÓPOLIS - Departamento Acadêmico de Linguagem
Tecnologia Educação e Ciência
Professor: _____ Disciplina: Química

Aluno: _____ Turma: _____ Data: ____/____/____
INSTITUTO FEDERAL
SANTA CATARINA

-PRÁTICA 7-

INDICADORES ÁCIDO-BASE

PARTE I - Prática

1. Objetivo

- ✓ Identificar soluções ácidas, básicas e neutras, utilizando indicadores.

2. Materiais e reagentes

Materiais

- 20 tubos de ensaio
- suporte para tubos
- 5 pipetas de 2 mL

Reagentes

- Solução 01 mol/L de ácido clorídrico (HCl)
- Solução 01 mol/L de ácido sulfúrico (H₂SO₄)
- Solução 01 mol/L de hidróxido de sódio (NaOH)
- Solução 01 mol/L de hidróxido de amônio (NH₄OH)
- Solução de cloreto de sódio (NaCl)
- fenolftaleína
- azul de bromotimol

3. Procedimento

a) Preparação das baterias de tubos de ensaio com as soluções

- Formar 4 baterias de tubos de ensaios, cada uma contendo 5 tubos de ensaios numerados de 1 à 5.
- Com o auxílio da pipeta, colocar 2mL de:
 - solução de HCl em todos os tubos de nº 01
 - solução de H₂SO₄ em todos os tubos de nº 02
 - solução de NaOH em todos os tubos de nº 03
 - solução de NH₄OH em todos os tubos de nº 04
 - solução de NaCl em todos os tubos de nº 05

b) Uso do indicador

1. Indicador Fenolftaleína:

- Acrescentar, a cada tubo de ensaio da primeira bateria, duas gotas de indicador fenolftaleína.
- Observar a coloração adquirida em cada tubo e anotar, na tabela.

2. Indicador azul de bromotimol

- Acrescentar, a cada tubo de ensaio da segunda bateria, duas gotas de indicador azul de bromotimol.
- Observar a coloração adquirida em cada tubo e anotar, na tabela

3. Indicador papel tornassol azul

- Colocar, nos tubos de ensaio da terceira bateria, uma tira de papel tornassol azul.
- Observar a coloração adquirida em cada tubo e anotar, na tabela.

4. Indicador papel tornassol vermelho

- Colocar, nos tubos de ensaio da quarta bateria, uma tira de papel tornassol vermelho.
- Observar a coloração adquirida em cada tubo e anotar, na tabela

TABELA

Soluções	Fenolftaleína	Azul de bromotimol	Tornassol Azul	Tornassol Vermelho
HCl				
H ₂ SO ₄				
NaOH				
NH ₄ OH				
NaCl				

PARTE II – Demonstrativa (no auditório)

1. Objetivos

- ✓ Identificar óxidos ácidos e básicos, utilizando indicadores;
- ✓ Verificar a ocorrência de reação de neutralização, utilizando indicadores;
- ✓ Mostrar relações da Química com o meio ambiente, analisando possíveis fenômenos químicos causados pelo descontrole de poluentes na atmosfera terrestre, tomando como base, o experimento da chuva ácida.

2. Materiais e reagentes

Materiais

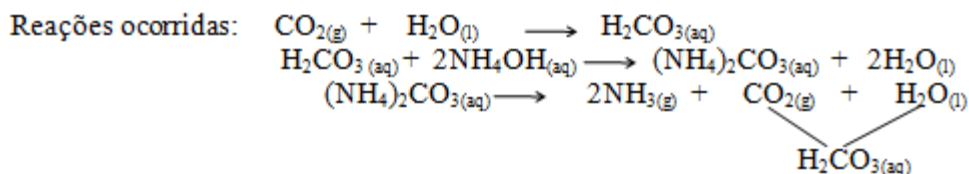
- 1 pinça metálica
- fósforo
- 1 tubo de ensaio
- 1 béquer 250 mL
- 1 canudo
- 2 pipetas de 5 mL
- 2 vidros de relógio
- 1 erlenmeyer de 250 mL
- 1 proveta de 50 mL
- 1 espátula
- 2 pedaços de fio de cobre (um com um cone em uma das pontas)
- flor vermelha (tonalidade bem viva)
- 1 rolha de borracha
- 1 pera

Reagentes

- Magnésio
- Fenolftaleína
- Água destilada
- Azul de bromotimol
- Solução de hidróxido de amônio (NH₄OH)
- Solução de ácido clorídrico (HCl)
- enxofre em pó
- água destilada
- Papel de tornassol azul

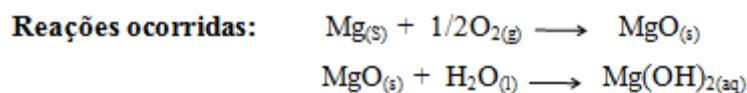
a) óxido ácido

- Em um béquer, colocar aproximadamente 150 mL de H₂O da torneira, algumas gotas de azul de bromotimol e assoprar, com o canudo, diretamente na água, até observar alguma mudança. Anotar.
- A seguir adicionar, com a pipeta, solução de NH₄OH até obter mudança de cor. Esperar um pouco e observar (cor mudará novamente).



b) óxido básico

- Com o auxílio de uma pinça metálica, executar a queima do magnésio, recolhendo, em um vidro relógio, o produto formado.
- Transferir o produto, com o auxílio de uma espátula, para um tubo de ensaio.
- Adicionar um pouco de água e agitar brandamente.
- Colocar algumas gotas de fenolftaleína na solução e observar a mudança de cor. Reservar.

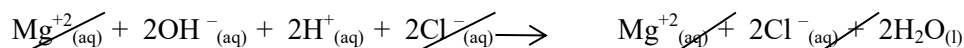


c) reação de neutralização

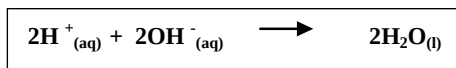
- Adicionar à solução rosada de Mg(OH)_2 da atividade anterior, gotas de HCl até observar mudança de cor.



Representando a equação iônica:

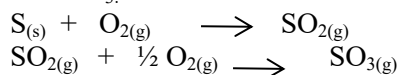


ou simplesmente:

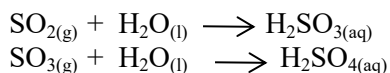


d) Chuva ácida

Em ambientes poluídos, a chuva ácida forma-se a partir da combustão de derivados de petróleo (ou carvão) que contêm enxofre como impureza, formando o SO_2 , que se transforma facilmente em SO_3 .



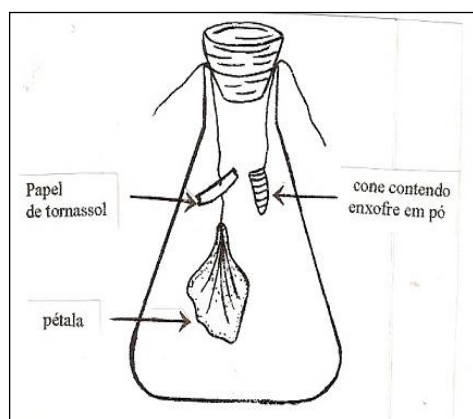
Esses óxidos dissolvem-se e reagem com a água da chuva, formando ácidos causadores de sérios problemas ambientais.




Procedimento

Conforme figura abaixo:

- Prender uma pétala de flor numa ponta de um fio de cobre.
- Prender, no mesmo fio, um pedaço de uma tira de papel de tornassol azul.
- Colocar este conjunto dentro de um erlenmeyer.



- Pegar o outro fio de cobre e encher o cone com enxofre em pó; acender o fósforo e iniciar a queima do mesmo, colocando-o rapidamente dentro do erlenmeyer, preso à borda. Tampar imediatamente para que o gás produzido (o dióxido de enxofre) não escape.
- Aguardar cerca de 10 minutos e anotar suas observações.
- Retirar a flor e o cone de dentro do erlenmeyer e adicionar, imediatamente, cerca de 30 mL de água ao frasco e tampar rapidamente. Agitar.
- Retirar uma amostra desse líquido com a pipeta e pingar 2 gotas num pedaço de papel tornassol azul. Observar a cor e anotar.

	IFSC - Florianópolis		Nota
	Disciplina: Química		
	Professor:		
	Turma:	Data de entrega:	
	Aluno(s):		

Título da prática: _____

QUESTÕES

1) Complete a tabela abaixo, indicando as cores do meio, utilizando os indicadores abaixo, conforme resultado da prática – Parte I.

Meio	Fenolftaleína	Azul de bromotimol	Tornassol Azul	Tornassol Vermelho
Ácido				
Básico				
Neutro				

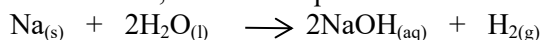
2) Num recipiente contendo uma substância A foi adicionado gotas de fenolftaleína, dando uma coloração rósea. Adicionando-se uma substância B em A, a solução apresenta-se incolor. Com base nessas informações podemos afirmar que:

- a) A e B são bases.
- b) A é um ácido e B é uma base.
- c) A é uma base e B é um ácido
- d) A e B são ácidos.
- e) A e B são sais neutros.

3) Ao adicionar uma gota de fenolftaleína à solução aquosa de óxido de cálcio, observa-se o aparecimento de coloração rósea. Com base nesta informação, responda:

- a) Esta coloração comprova a formação de que meio?
- b) Qual a classificação deste óxido?

4) Colocando 0,1 g de sódio metálico em um béquer de 1000 mL com 900 mL de água e duas gotas de fenolftaleína, observa-se que imediatamente a solução fica rósea. Esta coloração deve-se a reação:



- a) Qual o produto responsável pela coloração adquirida?
- b) Qual a sua nomenclatura?

5) A chuva já é naturalmente ácida em razão da presença do gás carbônico (CO_2) na atmosfera. Este óxido reage com a água da chuva e o resultado é a “chuva ácida”.

a) Represente a reação entre o gás carbônico e a água.

----- + ----- \longrightarrow -----

b) Qual a nomenclatura do composto formado?

6) Sabe-se que a chuva ácida é formada pela dissolução, na água da chuva, de óxidos ácidos presentes na atmosfera. Entre os pares de óxidos relacionados, qual é constituído apenas por óxidos que provocam a chuva ácida?

- a) Na_2O e NO_2
- b) CO_2 e MgO
- c) CO_2 e SO_3
- d) CO e NO_2
- e) CO e NO

7) A ação do ácido sulfúrico presente na chuva ácida sobre o mármore (carbonato de cálcio) pode ser representada por:

- a) $\text{CaCO}_{3(s)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{CO}_{2(g)} + \text{CaOH}_{(s)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$
- b) $\text{CaCO}_{3(s)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} + \text{H}_2\text{SO}_{4(aq)} \rightarrow \text{Ca}_2\text{SO}_{4(s)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} + \text{CO}_{2(g)}$
- c) $\text{CaCO}_{3(s)} + \text{H}_2\text{SO}_{4(aq)} \rightarrow \text{CaSO}_{4(s)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} + \text{CO}_{2(g)}$
- d) $\text{CaCO}_{3(s)} + \text{H}_2\text{SO}_{4(aq)} \rightarrow \text{Ca}_2\text{SO}_{4(s)} + \text{CO}_{2(g)}$
- e) $\text{CaCO}_{3(s)} + \text{H}_2\text{SO}_{4(aq)} \rightarrow \text{CaSO}_{4(s)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$

8) Em relação à experiência da chuva ácida, complete os itens abaixo:

a) O papel de tornassol azul mudou para vermelho, porque o meio tornou-se

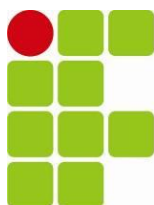
b) A pétala murchou e mudou de coloração porque foi desidratada pela reação da água com o -----
-----liberado na queima do enxofre.

c) Esta reação pode ser representada pela equação:

$\text{H}_2\text{O}_{(l)} + \text{-----} \longrightarrow \text{-----}$

9) Nesta prática foram realizadas duas reações de neutralização. Escreva-as abaixo, colocando a nomenclatura do sal formado.

10) Qual o efeito da chuva ácida em monumentos de mármore?



**UNIDADE FLORIANÓPOLIS - Departamento Acadêmico de Linguagem
Tecnologia Educação e Ciência**

Professor: _____ Disciplina: Química
Aluno: _____ Turma: _____ Data: ____/____/____

**INSTITUTO FEDERAL
SANTA CATARINA**

-PRÁTICA 8-

EVIDÊNCIAS DE REAÇÕES QUÍMICAS

1. Objetivo

- ✓ Utilizar evidências experimentais para concluir sobre a ocorrência de reação química,

2. Materiais e reagentes

Materiais

- 05 tubos de ensaio
- estante para tubos de ensaio
- 05 pipetas de 2mL
- 2 pipetas de 1 mL
- pinça de metal
- palha de aço
- pera

Reagentes

- Soluções de: H_2SO_4 (3mol/L), NaOH, HNO_3 , NaCl, AgNO_3 , HCl (3 mol/L))
- $\text{MgO}_{(s)}$, $\text{MnO}_{2(s)}$
- Fenolftaleína
- 01 Prego
- Peróxido de Hidrogênio

3. Procedimento

I – Mudança de cor

Colocar, em um tubo de ensaio, 2 mL de solução de hidróxido de sódio e adicionar uma gota de fenolftaleína. Observar e anotar _____
Acrescentar 2mL de ácido nítrico. Observar e anotar _____

II. Formação de gases

II. 1. Colocar, em um tubo de ensaio, 2 mL de ácido sulfúrico. Inserir, em seguida, um prego (ferro). Observar e anotar _____


II. 2. Colocar, em um tubo 2 mL de peróxido de hidrogênio (água oxigenada). Inserir, em seguida uma pitada de MnO_2 . Observar e anotar _____

III. Formação de precipitado

Colocar, em um tubo de ensaio, 1 mL de solução de nitrato de prata. Juntar 1 mL de solução de cloreto de sódio e agitar. Observar e anotar: _____

IV. Liberação ou absorção de calor

Colocar 2 mL de ácido clorídrico em um tubo de ensaio. Juntar uma espátula de óxido de magnésio e agitar. Observar e anotar: _____.

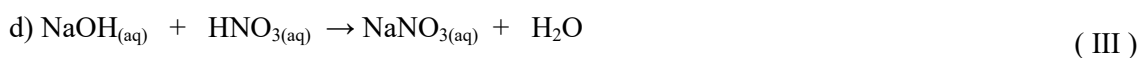
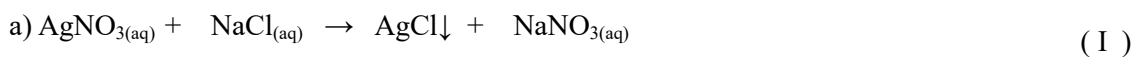
	IFSC - Florianópolis		<i>Nota</i>
	Disciplina: Química		
	Professor:		
	Turma:	Data de entrega:	
	Aluno(s):		

Título da prática: _____

QUESTÕES

1) O que são reações químicas?

2) Faça a devida correspondência entre a reação química e o experimento:



3) No experimento I foi observado a mudança da coloração da solução após a adição do ácido nítrico, explique o porquê dessa mudança.

4) A reação pertinente ao experimento I pode ser chamada de reação de:

- a) Simples troca
- b) Síntese
- c) Decomposição
- d) Deslocamento
- e) Neutralização

5) O que evidenciou experimentalmente a formação de gás nos experimentos II.1 e II.2? Quais foram os gases formados?

6) As reações pertinentes ao experimento II são classificadas respectivamente como reação de:

- a) Simples troca e dupla troca
- b) Síntese e decomposição
- c) Dupla troca e deslocamento
- d) Dupla troca e dupla troca
- e) Simples troca e decomposição

7) Em relação ao experimento III, qual foi a evidência que indicou a ocorrência da reação química?

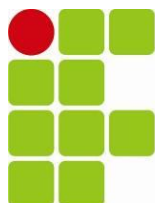
8) Em relação ao experimento IV, a reação ocorreu com liberação ou absorção de calor? Como a sua equipe evidenciou esse fenômeno?

9) As reações dos experimentos III e IV são classificadas respectivamente como:

- a) Simples troca e dupla troca
- b) Síntese e decomposição
- c) Dupla troca e deslocamento
- d) Dupla troca e dupla troca
- e) Dupla troca e decomposição

10) Escreva as reações químicas balanceadas pertinentes aos experimentos, II.2 e IV.

PRÁTICAS 2ª FASE



UNIDADE FLORIANÓPOLIS - Departamento Acadêmico de Linguagem
Tecnologia Educação e Ciência
Professor: _____ Disciplina: Química
Aluno: _____ Turma: _____ Data: ____/____/____
INSTITUTO FEDERAL
SANTA CATARINA

-PRÁTICA 1-

PROPRIEDADES DOS GASES

1. Objetivos

- ✓ Verificar os efeitos da pressão atmosférica.
- ✓ Verificar a relação entre temperatura e volume no comportamento dos gases.

2. Materiais e Reagentes

Materiais

- 1 latinha de alumínio
- Recipiente de plástico para conter água
- Tenaz metálica longa
- Bico de Bunsen
- 1 garrafa plástica (500mL)
- 1 balão de festa (bexiga de borracha)
- 2 béqueres 500 mL
- 1 tripé
- 1 tela de amianto

Reagentes


- Água
- Gelo

Procedimento 1

- Colocar água no recipiente plástico até aproximadamente três quartos de sua altura.
- Adicionar um pouco de água na lata, suficiente para cobrir o seu fundo.
- Utilizando a tenaz, segurar a lata e aqueça-a diretamente na chama do Bico de Bunsen, inclinando-a levemente, até a ebulição da água.
- Quando uma grande quantidade de vapor estiver saindo pela boca da lata, inverter rapidamente a lata no recipiente com água, de forma que a boca da lata fique submersa.
- Observar e anotar.

Procedimento 2

- Adaptar um balão na boca da garrafa.
- Mergulhar a garrafa em um recipiente com água quente (acima de 80 °C)
- Deixar por pelo menos 3 minutos.
- Retirar a garrafa da água quente. Observar e anotar.
- Mergulhar a mesma garrafa no outro recipiente com água e gelo.
- Deixar por pelo menos 3 minutos.
- Retirar a garrafa. Observar e anotar.

	IFSC - Florianópolis		Nota
	Disciplina: Química		
	Professor:		
	Turma:	Data de entrega:	
	Aluno(s):		

Título da prática: _____

QUESTÕES

Considere o Procedimento 3.1 para responder a questão 1.

1) Explique o que motivou implosão da “latinha”.

Considere o procedimento 3.2 para responder as questões 2 a 7.

2) O que aconteceu com o gás contido na garrafa quando esta foi mergulhada em água quente? E em água fria? Justifique.

3) Os fenômenos mencionados na questão anterior são classificadas como, isocórico, isobárico ou isotérmico?

4) Represente, por meio de desenhos, o que aconteceu com as moléculas de gás em cada caso, após a variação de temperatura.

5) O número de moléculas aumentou ou diminuiu após o aquecimento e o resfriamento dos gases? Justifique.

6) Represente graficamente essa relação, ou seja, faça um gráfico da variação do volume (eixo y) em função da temperatura (eixo x). Considere que você tem três pontos no gráfico: quente, temperatura ambiente e frio.

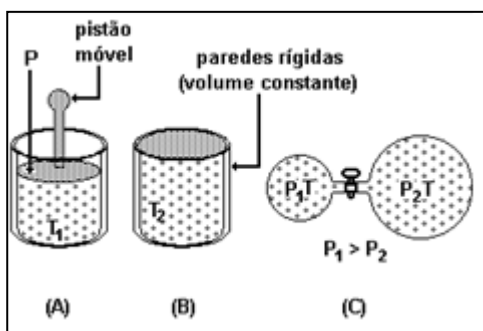
7) Baseando-se no gráfico confeccionado, indique qual das relações abaixo você pode estabelecer entre o volume (V) e a temperatura (T) de um gás:

- a) Volume é igual à temperatura ($V = T$).
- b) V é diretamente proporcional a T ($V \propto T$).
- c) V é inversamente proporcional a T ($V \propto 1/T$).

8) Em uma aula prática de Química um estudante do IFSC colocou em uma garrafa de 3 L, 2 mL de água e elevou a temperatura até 473 K. Considerando o comportamento desta água como a de um gás ideal, e a sua densidade como 1 g/mL, calcule a pressão que essa quantidade de água estará exercendo nesta garrafa. (massa molar da água = 18g/mol)

9) Se no experimento da questão 8 a temperatura fosse dobrada e o volume e quantidade de água mantidos constantes, o que aconteceria com a pressão do sistema? Justifique.

10) As figuras a seguir representam os sistemas A, B e C, constituídos por um gás ideal puro.



Sobre os sistemas representados, é correto afirmar:

(01) Aquecendo-se isobaricamente o sistema A, até uma temperatura $T_2 = 2T_1$, seu volume será duplicado.

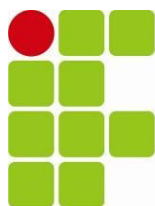
(02) Aumentando-se a pressão P, exercida sobre o pistão do sistema A, mantida constante a temperatura T_1 , o volume do sistema será reduzido.

(04) Resfriando-se o sistema B, até que a temperatura seja reduzida à metade do valor inicial, sua pressão será duplicada.

(08) Triplicando-se o número de mols do gás contido no sistema B, mantida constante a temperatura T_1 , a pressão também será triplicada.

(16) Abrindo-se a válvula que conecta os dois recipientes do sistema C, haverá passagem de gás, do recipiente da direita para o da esquerda, até que $P_1 = P_2$.

Somatório: _____



UNIDADE FLORIANÓPOLIS - Departamento Acadêmico de Linguagem
Tecnologia Educação e Ciência

Professor: _____ Disciplina: Química
Aluno: _____ Turma: _____ Data: ____/____/____

INSTITUTO FEDERAL
SANTA CATARINA

-PRÁTICA 2-

CONSERVAÇÃO DA MASSA

1. Objetivos

- ✓ Verificar a existência e comprovação da Lei de conservação das massas.
- ✓ Verificar a ocorrência de uma reação de neutralização de um ácido forte.

2. Materiais e reagentes

Materiais

- 1 erlenmeyer (500 mL)
- 2 tubos de ensaio
- 1 rolha de borracha
- 1 pipeta de 2 mL
- 1 espátula
- balança
- papel toalha
- 1 pera
- 1 bexiga de ar
- 1 suporte para tubos de ensaio

Reagentes

- NaHCO_3 sólido
- Solução de HCl (1 mol/L e 2 mol/L)
- Zinco granulado

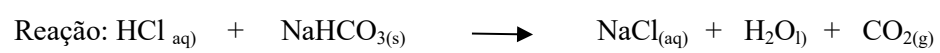
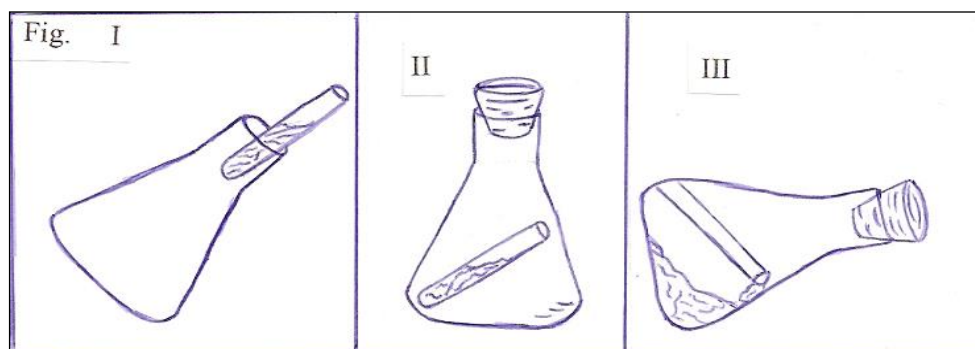
3. Procedimento


Parte I – Reação do zinco com ácido clorídrico

- Em um tubo de ensaio, colocar solução de ácido clorídrico 2 mol/L até a metade da sua capacidade.
- Usando uma balança, pesar o suporte para tubos de ensaio com o tubo e o ácido, a bexiga e um pedaço pequeno de zinco. Anotar este valor: _____g
- Ao tubo com ácido, adicionar o metal (zinco) e rapidamente tampar a boca desse tubo com a bexiga. Esperar que a reação se complete. Pesar e anotar este valor _____g.

Parte II – Reação de bicarbonato de sódio com ácido clorídrico

- ✓ Pegar os materiais com papel toalha, a fim de evitar contato com os dedos.
- ✓ Colocar no erlenmeyer 0,5 g de NaHCO_3 .
- ✓ Pipetar 2 mL de HCl e colocar no tubo de ensaio.
- ✓ Introduzir o tubo de ensaio no erlenmeyer, CUIDADOSAMENTE, sem que haja contato entre as substâncias (ver Fig. I).
- ✓ Vedar o erlenmeyer com rolha, formando um sistema fechado (ver Fig. II).
- ✓ Levar o sistema à balança e “pesar”. Anotar o “peso” do sistema: _____g.
- ✓ Por meio de uma inclinação adequada (ver Fig. III) permitir o contato entre as duas substâncias, tomando o cuidado para não molhar a rolha.
- ✓ Após a ocorrência da reação, levar o sistema novamente até a balança e “pesar”. Anotar o “peso” do sistema: _____g.



	IFSC - Florianópolis		<i>Nota</i>
	Disciplina: Química		
	Professor:		
	Turma:	Data de entrega:	
	Aluno(s):		

Título da prática: _____

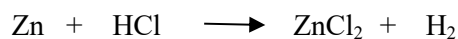
QUESTÕES

1) Os dois experimentos confirmam o enunciado de qual lei? O que diz esta lei?

Considerar o experimento I para responder as questões 02, 03 e 04.

2) Considerando o experimento I que evidências permitem concluir que houve reação química nesse experimento?

3) No experimento I, ocorreu a seguinte reação química:



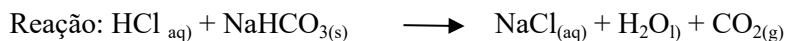
Apresente o balanceamento desta reação com os menores coeficientes inteiros possíveis.

4) Supondo que a massa de zinco pesada foi de 5 g, determine quais as massas de cloreto de zinco (ZnCl_2) e de hidrogênio (H_2) que deveriam ser formadas.

5) Em relação a questão anterior, considerando CNTP, qual o volume de $\text{H}_{2(g)}$ que deveria ser formado com a massa de zinco pesada (5 g)?

Considerar o experimento II para responder as questões 06, 07 e 08.

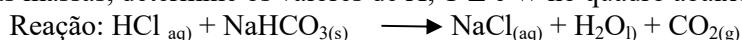
6) A reação feita no experimento II é uma reação muito comum onde um ácido forte é neutralizado por sal de caráter básico, conforme equação química abaixo.



Se esta reação tivesse sido realizada em um sistema aberto seria possível observar a conservação das massas? Justifique.

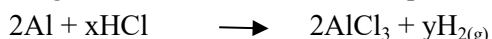
7) Considerando a reação completa no recipiente do experimento II, determine a massa, em gramas, e o volume, em litros, de gás carbônico nas CNTP que escapará ao abrir o erlenmeyer do experimento realizado, lembrando que foi utilizado aproximadamente 0,5 g de bicarbonato de sódio.

8) Considerando a reação realizada na aula experimental, as massas, em gramas, dos reagentes e produtos e a lei de conservação das massas, determine os valores de X, Y Z e W no quadro abaixo:



HCl +	NaHCO ₃ →	NaCl +	H ₂ O +	CO ₂
36,5	84	58,5	18	44
109,5	X	175,5	54	132
Y	24	Z	5,1	W

9) Relativamente à equação mostrada a seguir, é INCORRETO afirmar que:




- a) um gás foi liberado.
- b) formaram-se dois produtos.
- c) o alumínio é mais reativo que o hidrogênio, deslocando-o.
- d) o coeficiente x é igual a y.
- e) a equação ficará corretamente balanceada se y igual a x/2.

10) Dada a reação que representa a redução do minério de ferro (hematita) para a obtenção de ferro metálico, $x\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{CO} \longrightarrow y\text{CO}_2 + 2\text{Fe}$, faça o que se pede:

a) Qual a soma dos coeficientes x e y que tornam a equação corretamente balanceada?

b) Qual a massa de ferro metálico produzido a partir de 320 g de hematita, com rendimento de 100%?

	IFSC - Florianópolis		<i>Nota</i>
	Disciplina: Química		
	Professor:		
	Turma:	Data de entrega:	
	Aluno(s):		

-PRÁTICA 3-

COEFICIENTE DE SOLUBILIDADE

1. Objetivo

- ✓ Determinar o coeficiente de solubilidade de uma solução de cloreto de sódio e de uma solução de sulfato de cobre.

2. Materiais e reagentes

MATERIAIS

- 1 termômetro
- 2 cápsulas de porcelana
- 2 provetas de 25 mL
- bico de Bunsen
- balança
- 1 tripé

REAGENTE

- solução saturada de NaCl
- solução saturada de sulfato de cobre II penta hidratado ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$)

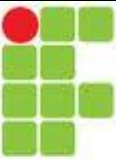
3. Procedimento

3.1. Coeficiente de solubilidade

- Determinar a temperatura das soluções.
- Determinar a massa das cápsulas de porcelana.
- Medir, em uma proveta, 15 mL de cada uma das soluções saturadas e transferir para as cápsulas de porcelana e determinar suas novas massas.
(cápsula + solução): $m_{\text{cápsula}} + m_{\text{solução}}$
- Determinar as massas das soluções usando a seguinte fórmula:
 $m_{\text{solução}} = m_{(\text{cápsula} + \text{solução})} - m_{\text{cápsula}}$
- Aquecer o sistema até completa evaporação da água.
- Determinar a massa do sistema final (cápsula + soluto)
- Calcular a massa do NaCl e do $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ que estavam dissolvidos:
 $m_{\text{sal}} = m_{\text{sistema final}} - m_{\text{cápsula vazia}}$
- Determinar a massa da água em cada solução: $m_{\text{água}} = m_{\text{solução}} - m_{\text{sal}}$

Obs. Anote todos os dados na tabela abaixo:

Solução	T (°C)	m (cápsula de porcelana)	m (cápsula + solução)	m (solução)	m sistema final (cápsula + soluto)	m (soluto)	m (água)
NaCl							
$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$							

 INSTITUTO FEDERAL SANTA CATARINA	IFSC - Florianópolis		<i>Nota</i>
	Disciplina: Química		
	Professor:		
	Turma:	Data de entrega:	
	Aluno(s):		

Título da prática: _____

QUESTÕES

01) Sabendo as massas de água, cloreto de sódio e sulfato de cobre que estavam dissolvidos em cada solução, calcule o coeficiente de solubilidade desses sais em relação a 100 g de água.

02) Procure na literatura (livros ou sites) o coeficiente de solubilidade em água do cloreto de sódio (NaCl) e do sulfato de cobre II penta hidratado ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) na temperatura em que foi realizado seu experimento. Considerando esses dados e os valores dos coeficientes de solubilidade experimentais que você calculou na questão 1, calcule a porcentagem de erro experimental que você obteve para cada solução.

03) Nesta aula prática você utilizou uma solução saturada de cloreto de sódio (NaCl) para determinação do coeficiente de solubilidade. Levando em consideração seus conhecimentos adquiridos nesta aula prática e nas aulas teóricas, explique de forma clara e direta o que é uma solução saturada e o que é o coeficiente de solubilidade de uma solução.

04) Forneça a definição do que é uma solução e diga quais os tipos de solução que existem (em relação ao estado físico da solução) citando pelo menos dois exemplos de cada tipo.

05) A tabela abaixo mostra o coeficiente de solubilidade do cloreto de sódio para várias temperaturas. Determine qual a massa desse sal necessária para formar 285 g de uma solução saturada de cloreto de sódio, a uma temperatura de 50 °C .

Temperatura °C	Coeficiente de solubilidade (g de NaCl/ 100 g de H ₂ O)
0	35,7
10	35,8
20	36
30	36,3
40	36,6
50	37
60	37,3
70	37,8

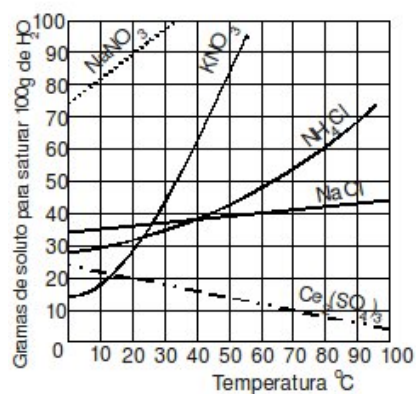
06) A tabela abaixo apresenta os coeficientes de solubilidade, a 20 °C, do sal e do açúcar.

Soluto	Coeficiente de solubilidade em g/100 mL de água a 20 °C
Sal (NaCl)	36
Açúcar (C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁)	33

Considerando os dados da tabela, indique qual o tipo de solução (saturada, insaturada ou saturada com corpo de fundo) que seria formado em cada caso abaixo:

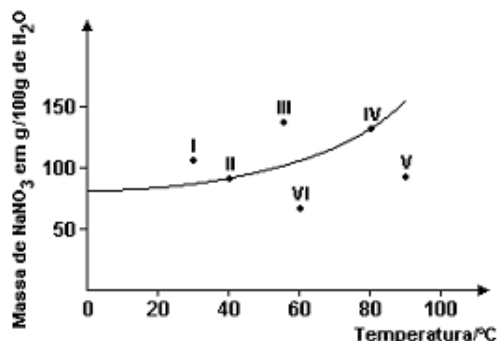
Solução	Classificação da solução
50 g de NaCl em 100 g de água	
20 g de açúcar em 100 g de água	
72 g de NaCl em 200 g de água	
70 g de açúcar em 200 g de água	
99g de açúcar em 300 g de água	

07) O gráfico abaixo mostra a solubilidade de vários sais a diferentes temperaturas. Analisando o gráfico diga qual é o composto mais solúvel e qual o menos solúvel, a 30 °C. Justifique.



08) Seis soluções aquosas de nitrato de sódio, NaNO_3 , numeradas de I a VI, foram preparadas, em diferentes temperaturas, dissolvendo-se diferentes massas de NaNO_3 em 100g de água. Em alguns casos, o NaNO_3 não se dissolveu completamente. O gráfico abaixo representa a curva de solubilidade do NaNO_3 , em função da temperatura, e seis pontos, que correspondem aos sistemas preparados. A partir da análise desse gráfico, é CORRETO afirmar que os dois sistemas em que há precipitado são:

- a) I e II. b) I e III. c) IV e V. d) V e VI.

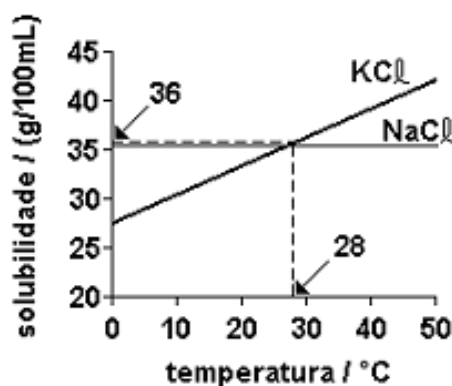


09) NaCl e KCl são sólidos brancos cujas solubilidades em água, a diferentes temperaturas, são dadas no gráfico abaixo. Para distinguir os sais, os três procedimentos foram sugeridos:

- I.** Colocar num recipiente 2,5 g de um dos sais e 10,0 mL de água e, em outro recipiente, 2,5 g do outro sal e 10,0 mL de água. Agitar e manter a temperatura de 10 °C.
II. Colocar num recipiente 3,6 g de um dos sais e 10,0 mL de água e, em outro recipiente 3,6 g do outro sal e 10,0 mL de água. Agitar e manter a temperatura de 28°C.
III. Colocar num recipiente 3,8 g de um dos sais e 10,0 mL de água e, em outro recipiente, 3,8 g do outro sal e 10,0 mL de água. Agitar e manter a temperatura de 45 °C.

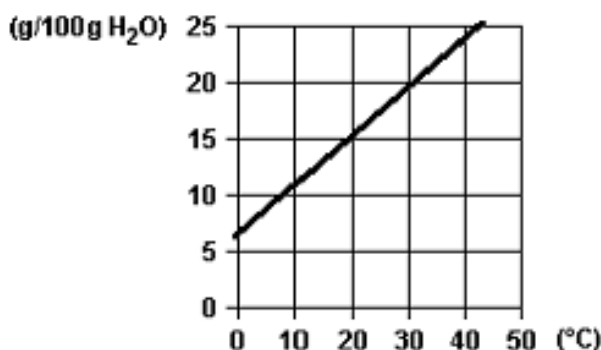
Pode-se distinguir esses dois sais somente por meio

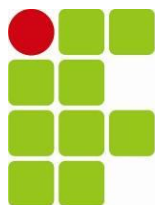
- a) do procedimento I.
 b) do procedimento II.
 c) do procedimento III.
 d) dos procedimentos I e II.
 e) dos procedimentos I e III.



10) A curva de solubilidade de um sal hipotético é mostrada no gráfico abaixo. Se a 20 °C misturarmos 20 g desse sal com 100 g de água, quando for atingido o equilíbrio, podemos afirmar que:

- a) 5 g do sal estarão em solução.
 b) 15 g do sal será corpo de fundo (precipitado).
 c) o sal não será solubilizado.
 d) todo o sal estará em solução.
 e) 5 g do sal será corpo de fundo (precipitado).





**UNIDADE FLORIANÓPOLIS - Departamento Acadêmico de Linguagem
Tecnologia Educação e Ciência**

Professor: _____ Disciplina: Química
Aluno: _____ Turma: _____ Data: ____/____/____

**INSTITUTO FEDERAL
SANTA CATARINA**

-PRÁTICA 4-

SOLUÇÕES E MISTURAS DE SOLUÇÕES COM REAÇÃO QUÍMICA: TITULAÇÃO

PARTE I: SOLUÇÕES

Uma atividade muito comum no laboratório de Química é a preparação de solução. A técnica envolve a pesagem cuidadosa do soluto, a medida rigorosa de seu volume, a transferência correta do soluto e o acréscimo da quantidade exata do solvente. O rigor exige materiais de laboratório bem calibrados, como balão volumétrico e balança.

1. Objetivos

- ✓ Preparar e determinar a concentração comum e em quantidade de matéria de uma solução de sulfato de cobre.
- ✓ Realizar o procedimento de diluição de uma solução de sulfato de cobre e calcular sua concentração comum e em quantidade de matéria.

2. Reagentes e Materiais

Materiais

- 2 béqueres de 100 mL.
- 2 balões volumétricos de 50 mL
- 1 pipeta volumétrica de 5 mL.
- 1 bastão de vidro.
- 1 vidro de relógio.
- 1 pera.

Reagentes

- Sulfato de cobre ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$)
- Água destilada.

3. Procedimento

3.1 Preparação de solução

- Dissolver completamente 250 mg de sulfato de cobre, em um béquer, com água destilada.
- Transferir quantitativamente para um balão de 50 mL.
- Lavar, por duas vezes, o béquer com um pouco de água destilada e transferir para o balão, com o auxílio do bastão de vidro.
- Adicionar água ao balão até a marca do volume (menisco) e homogeneizar.

3.2 Diluição de solução.

- Verter um pouco da solução preparada no item anterior para um béquer e desta retirar 5 mL, com o auxílio de uma pipeta volumétrica.
- Adicionar os 5 mL da solução a um balão de 50 mL.
- Completar o volume com água destilada e homogeneizar a solução.

DADOS:

Concentração em massa (g/L)	Concentração em quantidade de matéria ou Molaridade (mol/L)	Diluição
$C = m_1 / V$	$M = m_1 / M_1 \cdot V$	$C_i \cdot V_i = C_f \cdot V_f$ ou $M_i \cdot V_i = M_f \cdot V_f$

Massa Atômica: Cu = 63,5; S = 32,0; O = 16,0; H = 1,0.

PARTE II: MISTURAS DE SOLUÇÕES COM REAÇÃO QUÍMICA: TITULAÇÃO

1. Objetivo

- ✓ Determinar a concentração de uma solução desconhecida de ácido clorídrico.

2. Materiais e reagentes

Materiais

- 1 bureta de 25 mL
- 1 pipeta volumétrica de 10 mL
- 1 erlenmeyer de 250 mL
- 1 béquer de 100 mL
- 1 funil de vidro
- 1 suporte universal com garra
- 1 pera

Reagentes

- Solução de HCl de concentração desconhecida
- Solução de NaOH 0,1mol/L
- Indicador: fenolftaleína

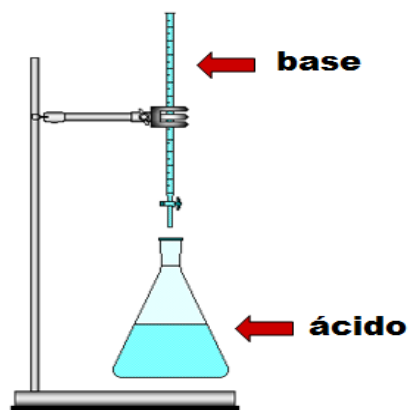
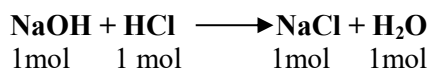
3. Procedimento.


- Com auxílio de um funil e um béquer, preencher a bureta com NaOH 0,1mol/L.
- Observar se não há bolhas de ar na bureta e zerar.
- No erlenmeyer, pipetar 10 mL de HCl de concentração desconhecida.
- Adicionar ao erlenmeyer, 2 gotas do indicador fenolftaleína.
- Iniciar a titulação: com a mão esquerda, abrir a torneira da bureta e com a mão direita segurar o erlenmeyer, agitando continuamente.
- Fechar a torneira da bureta no instante em que observar a mudança de coloração (do incolor para o rosa).
- Ler na bureta o volume de NaOH gasto e anotar.

OBS.: A formação de uma coloração rósea no erlenmeyer indica que todo ácido foi consumido pela base adicionada. Nesse instante dizemos que foi atingido o **PONTO DE EQUIVALÊNCIA**:

$$\boxed{n^{\circ} \text{ de mol de } H^{+} = n^{\circ} \text{ de mol de } OH^{-}}$$

A reação que ocorre pode ser representada por:



	IFSC - Florianópolis		<i>Nota</i>
	Disciplina: Química		
	Professor:		
	Turma:	Data de entrega:	
	Aluno(s):		

Título da prática: _____

QUESTÕES

1) Calcule a concentração em massa (g/L) e em quantidade de matéria (mol/L) para a solução preparada na parte I, item 3.1 (solução de sulfato de cobre penta hidratado).

2) Na parte I, item 3.2, foi realizado a diluição da solução de sulfato de cobre penta hidratado preparada inicialmente. Explique de forma clara o que é uma diluição de uma solução. E esta última solução diluída, também possui soluto? Justifique sua resposta.

3) Calcule a concentração em massa (g/L) e em quantidade de matéria (mol/L) para a solução diluída.

4) Ainda levando em consideração a solução diluída, determine a massa de soluto presente nesta solução.

5) As soluções inicial e diluída de sulfato de cobre preparadas na parte experimental I possuem densidade de aproximadamente 1 g/mL. Considerando esta densidade para ambas as soluções, determine a porcentagem em massa e o título para as duas soluções.

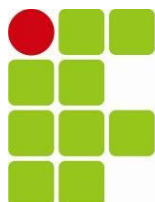
6) Um aluno do IFSC ao realizar o procedimento 3.2 da parte I (diluição de soluções), por engano misturou 25 mL de uma solução de sulfato de cobre 1 mol/L com 25 mL de uma outra solução de sulfato de cobre de concentração 3 mols/L. Qual foi a concentração final da solução preparada equivocadamente por este aluno? Determine também a massa de soluto presente nesta solução.

7) Para preparar um refresco a partir de suco concentrado, o fabricante recomenda o consumo de cinco partes de água e duas partes de suco concentrado. Para produzir 45 litros de refresco, são necessários quantos litros de suco concentrado? E quantos litros de água serão utilizados nesta diluição?

8) No experimento de titulação (parte II) foi realizada a titulação de uma solução de concentração desconhecida de ácido, utilizando uma solução de hidróxido de sódio com concentração conhecida de 0,1 mol/L. Utilizando seus dados obtidos no experimento, calcule a concentração de HCl na solução desconhecida.

9) Caso a concentração da base (NaOH) utilizada no experimento da titulação fosse o dobro da utilizada, qual seria o volume desta base necessário para determinar a concentração do ácido (HCl). Levar em consideração o volume de ácido utilizado no experimento e a concentração determinada na questão 8.

10) Durante a titulação foi utilizado uma substância denominada fenoftaleína. Qual a função desta substância neste experimento?



CAMPUS FLORIANÓPOLIS - Departamento Acadêmico de Linguagem Tecnologia

Educação e Ciência

Professor: _____ Disciplina: Química

Aluno: _____ Turma: _____ Data: ____/____/____

INSTITUTO FEDERAL
SANTA CATARINA

-PRÁTICA 5-

PROPRIEDADES COLIGATIVAS

Objetivo

- ✓ Determinar os efeitos coligativos causados a água através da adição de uma quantidade de cloreto de sódio.

Parte I – Crioscopia

Materiais

- 1 béquer de 50 mL
- 1 espátula
- 1 termômetro
- 1 bastão de vidro

Reagentes

- NaCl
- Gelo
- Água deionizada

Procedimento

- Colocar alguns cubos de gelo no béquer, completando com água suficiente até cobrir o bulbo do termômetro. Anotar a temperatura.
- Em seguida, colocar no mesmo béquer NaCl até saturar a solução. Anotar a temperatura obtida.
- Comparar os valores das temperaturas nos dois casos.
 - Temperatura 1 - _____
 - Temperatura 2 - _____

Parte II – Ebulioscopia

Materiais


- 1 termômetro
- 1 béquer de 100 mL
- 1 tripé
- 1 tela de amianto
- 1 espátula
- 1 bastão de vidro
- Bico de Bunsen

Reagentes

- Água deionizada
- NaCl

Procedimento

- Colocar cerca de 40 mL de H₂O deionizada no béquer e aquecer sobre a chama do bico de Bunsen, utilizando o tripé e a tela de amianto.
- Quando estiver fervendo, medir a temperatura, tomando o cuidado de não encostar o termômetro no fundo do recipiente. Anotar.
- Interromper o aquecimento por dois minutos e após, adicionar NaCl até saturar a solução.
- Aquecer novamente. Quando estiver fervendo, medir a temperatura. Anotar.
- Comparar os valores das temperaturas de ebulição nos dois casos.
 - Temperatura 1 - _____
 - Temperatura 2 - _____

	IFSC - Florianópolis		Nota
	Disciplina: Química		
	Professor:		
	Turma:	Data de entrega:	
	Aluno(s):		

Título da prática: _____

QUESTÕES

1) Com relação ao procedimento I, explique porquê houve uma diminuição da temperatura quando foi adicionado o NaCl.

2) Pesquise e explique, por que em países com invernos rigorosos emprega-se sal nas estradas.

3) Com relação ao procedimento II, explique porquê houve um aumento da temperatura quando foi adicionado o NaCl.

4) Quando a água está fervendo e adicionamos sal de cozinha, a mesma para de ferver por alguns instantes. Explique este fenômeno.

5) Entre água pura e uma solução aquosa de NaCl, qual possui maior pressão de vapor? Explique brevemente.

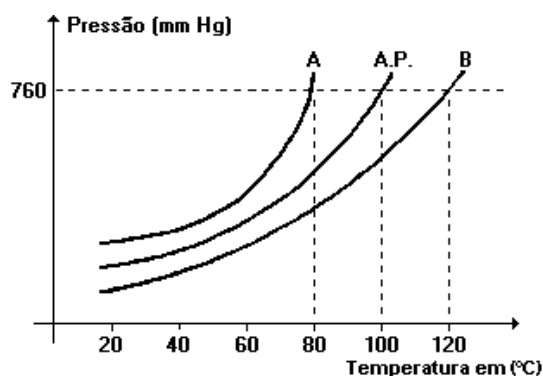
6) Foi observado que o cozimento de meio quilo de batatas em 1 litro de água é mais rápido se adicionarmos 200 gramas de sal à água de cozimento. Considere as seguintes possíveis explicações para o fato:

- 1- a adição de sal provoca um aumento da temperatura de ebulição da água;
- 2- a adição de sal provoca um aumento da pressão de vapor da água;
- 3- o sal adicionado não altera a temperatura de ebulição da água, mas reage com o amido das batatas.

Está(ão) correta(s) a(s) explicação(ões):

- a) 1 e 3 apenas b) 3 apenas c) 1 apenas d) 2 apenas e) 1, 2 e 3

7) Considere o gráfico a seguir, que representa as variações das pressões máximas de vapor da água pura (A.P.) e duas amostras líquidas A e B, em função da temperatura.



Pode-se concluir que, em temperaturas iguais:

- a amostra A constitui-se de um líquido menos volátil que a água pura.
- a amostra B pode ser constituída de uma solução aquosa de cloreto de sódio.
- a amostra B constitui-se de um líquido que evapora mais rapidamente que a água pura.
- a amostra A pode ser constituída de solução aquosa de sacarose.
- as amostras A e B constituem-se de soluções aquosas preparadas com solutos diferentes.

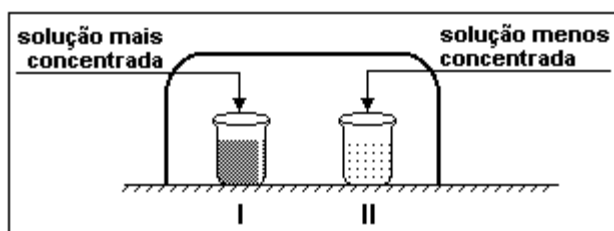
8) No experimento II além da **Ebulioscopia**, qual a outra propriedade coligativa envolvida no mesmo fenômeno?

9) Um aluno fez a seguinte experiência; pegou dois copos de bequer (frasco I e frasco II), adicionou 500 mL de água pura em cada um e aqueceu até entrar em ebulição (100 °C). Ainda em ebulição adicionou 4 mols de sacarose ($C_{12}H_{22}O_{11}$) no frasco I e 4 mols de cloreto de sódio ($NaCl$) no frasco II. Verificou que em ambos os frascos a água parou de ferver por alguns instantes. Só entrou em ebulição novamente em uma temperatura maior. Levando em conta essa experiência, responda:

a) Em qual dos frascos a nova temperatura de ebulição foi maior? Explique

b) Neste experimento estão envolvidas duas propriedades coligativas. Quais?

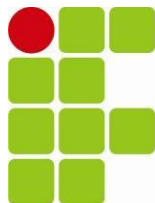
10) Um aluno, interessado em estudar as propriedades de soluções, colocou em uma caixa dois copos contendo volumes iguais de soluções aquosas de um mesmo soluto não-volátil, fechando-a hermeticamente, conforme ilustra a figura a seguir:



A solução contida no copo I era mais concentrada que a contida no copo II. A temperatura externa à caixa permaneceu constante durante o experimento. Acerca das observações que poderiam ser feitas a respeito desse experimento, podemos afirmar:

- Após alguns dias, o volume da solução contida no copo I aumentará.
- Após alguns dias, o volume da solução contida no copo I diminuirá.
- Após alguns dias, as duas soluções ficarão com a mesma pressão de vapor.
- As concentrações das soluções nos dois copos não se alterarão com o tempo, porque o soluto não é volátil.

SOMA: _____



CAMPUS FLORIANÓPOLIS - Departamento Acadêmico de Linguagem
Tecnologia Educação e Ciência

Professor: _____ Disciplina: Química
 Aluno: _____ Turma: _____ Data: ____/____/____

INSTITUTO FEDERAL
SANTA CATARINA

-PRÁTICA 6-

PROCESSOS EXOTÉRMICOS E ENDOTÉRMICOS

1. Objetivo

- ✓ Reconhecer e classificar os processos endotérmicos e exotérmicos através da variação da temperatura.

2. Materiais e reagentes

Materiais

- 6 tubos de ensaio
- 3 pipetas graduadas de 5mL
- 1 termômetro
- 3 espátulas
- 1 pinça de madeira
- 1 pera
- Bico de Bunsen
- Suporte para tubos de ensaio de madeira
- 1 Pipeta Pasteur

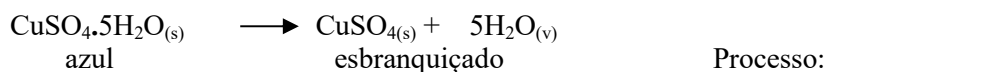
Reagentes

- HCl 1mol/L
- NaOH 1mol/L
- $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}_{(s)}$
- $\text{NaNO}_{3(s)}$ (com o professor)
- $\text{NaOH}_{(s)}$ (com o professor)
- H_2O deionizada

3. Procedimento

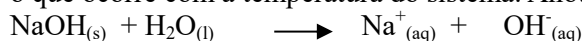
Experiência n° 1

- Em um tubo de ensaio, colocar, com espátula, uma pitada de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Aquecer o tubo, usando uma pinça de madeira e observar a mudança de coloração. Deixar esfriar e adicionar uma gota de água. Verificar a coloração. Aquecer novamente e observar.



Experiência n° 2

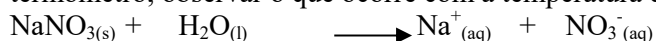
- Em um tubo de ensaio, adicionar 2 mL de água deionizada. Com o termômetro, observar sua temperatura. Anotar: $T = \underline{\hspace{1cm}}^\circ\text{C}$
- A seguir, adicionar uma pastilha de $\text{NaOH}_{(s)}$ a este tubo. Com o auxílio de termômetro, observar o que ocorre com a temperatura do sistema. Anotar: $T = \underline{\hspace{1cm}}^\circ\text{C}$



Processo:

Experiência n° 3

- Em um tubo de ensaio, adicionar 2 mL de água deionizada. Com o termômetro, observar sua temperatura. Anotar: $T = \underline{\hspace{1cm}}^\circ\text{C}$
- A seguir, adicionar a este tubo, com espátula, uma pitada de $\text{NaNO}_{3(s)}$. Com o auxílio do termômetro, observar o que ocorre com a temperatura do sistema. Anotar: $T = \underline{\hspace{1cm}}^\circ\text{C}$

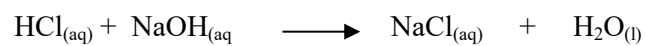


Processo:


Experiência nº 4

- Em um tubo de ensaio, adicionar, com pipeta, 1 mL da solução de HCl. Com o termômetro, observar a temperatura desta solução. Anotar: T= _____ °C
- Em outro tubo de ensaio, adicionar, com pipeta, 1 mL da solução de NaOH. Com o termômetro, observar a temperatura desta solução. Anotar: T= _____ °C
- Misturar as duas soluções. Com o auxílio do termômetro, observar o que ocorre com a temperatura. Anotar: T= _____ °C

Reação:



Processo: _____

	IFSC - Florianópolis		<i>Nota</i>
	Disciplina: Química		
	Professor:		
	Turma:	Data de entrega:	
	Aluno(s):		

Título da prática: _____

QUESTÕES

1) Classifique os processos dos experimentos de 1 a 4 em endotérmico ou exotérmico.

Experimento 1	
Experimento 2	
Experimento 3	
Experimento 4	

2) Relacione o experimento com o tipo de calor envolvido:

- | | |
|----------------------------|-------------------|
| (A) Calor de dissolução | () Experimento 1 |
| (B) Calor de neutralização | () Experimento 2 |
| (C) Calor de hidratação | () Experimento 3 |
| | () Experimento 4 |

3) No primeiro experimento, após o aquecimento houve uma alteração na coloração do $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}_{(s)}$. A que se deve essa alteração de cor?

4) No segundo experimento você dissolveu uma pastilha de hidróxido de sódio em água. Caso fosse necessário dissolver uma quantidade referente ao dobro da que foi dissolvida, você esperaria que a temperatura da solução atingisse um valor maior ou menor? Justifique.

5) A dissolução de NaNO_3 (nitrato de sódio), no experimento 3, levou a uma variação de temperatura. Considerando esta variação de temperatura, para dissolver mais nitrato de sódio seria viável aumentar ou diminuir a temperatura do sistema? Justifique.

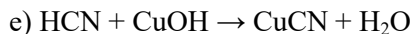
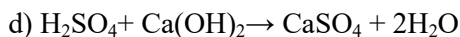
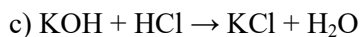
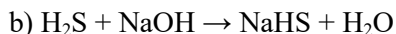
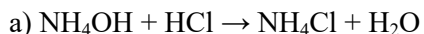
6) No quarto experimento foi realizada uma reação entre um ácido e uma base. Diga qual o nome deste ácido e desta base e como se chama esta reação.

7) Represente através de um gráfico de entalpia (eixo Y) vs caminho da reação (eixo X) a reação do quarto experimento, indicando através de patamares de energia onde estão os reagentes e onde estão os produtos. Leve em consideração se esta reação é endotérmica ou exotérmica. (Utilize quaisquer valores de entalpia, se necessário).

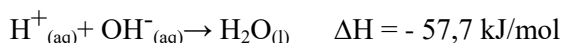
8) A entalpia da reação realizada no quarto experimento pode ser calculada através da entalpia padrão de formação das substâncias presentes nesta reação. Através dos valores de entalpia de formação mostrados na tabela abaixo, calcule a entalpia envolvida na reação de 1 mol de HCl com 1 mol de NaOH.

Substância	Entalpia padrão de formação (H° _f) KJ/mol
NaOH	-416,9
HCl	-92,37
H ₂ O	-286
NaCl	-411

9) A reação de neutralização entre um ácido forte e uma base forte libera uma quantidade de calor constante e igual a 58 kJ/mol de H₂O formada. Das reações representadas a seguir, apresenta $\Delta H = -58$ kJ/mol a reação:



10) Analise os dados abaixo:



Reagindo 2 mol de HCl com 2 mol de NaOH, ambos eletrólitos fortes, qual o calor envolvido nesta reação?

a) Liberação de 57,7 kJ

b) Absorção de 57,7 kJ

c) Liberação de 28,85 kJ

d) Liberação de 115,4 kJ

e) Absorção de 115,4 kJ