

UNIVERSIDADE FEDERAL DO PARANÁ

DAIARA CALVO BLASQUES

UM OLHAR PARA OS ROTEIROS DE AULAS PRÁTICO-EXPERIMENTAIS NA
FORMAÇÃO DE PROFESSORES DE QUÍMICA.

JANDAIA DO SUL

2019

DAIARA CALVO BLASQUES

UM OLHAR PARA OS ROTEIROS DE AULAS PRÁTICO-EXPERIMENTAIS NA
FORMAÇÃO DE PROFESSORES DE QUÍMICA.

Monografia apresentada como requisito parcial
para a obtenção do grau de Licenciada no Curso
de Licenciatura em Ciências Exatas – Química,
Campus Avançado da Universidade Federal do
Paraná em Jandaia do Sul.

Orientador: Prof. Dr. Marcelo Valério

JANDAIA DO SUL

2019

B644o	Blasques, Daiara Calvo Um olhar para os roteiros de aulas prático-experimentais na formação dos professores de química. / Daiara Calvo Blasques. – Jandaia do Sul, 2019. 111 f. Orientador: Prof. Dr. Marcelo Valério Trabalho de Conclusão do Curso (graduação) – Universidade Federal do Paraná. Campus Jandaia do Sul. Licenciatura em Ciências Exatas - Química. 1. Experimentação. 2. Formação docente. 3. Ensino de química. 4. Alfabetização científica. I. Valério, Marcelo. II. Título. III. Universidade Federal do Paraná. CDD: 370.1
-------	---



UNIVERSIDADE FEDERAL DO PARANÁ

PARECER Nº 07/2019/UFPR/R/JA/CCLCEX
PROCESSO Nº 23075.083229/2019-11
INTERESSADO: @INTERESSADOS_VIRGULA_ESPACO@
ASSUNTO: TERMO DE APROVAÇÃO DE TRABALHO DE CONCLUSÃO DE CURSO

TERMO DE APROVAÇÃO DE TRABALHO DE CONCLUSÃO DE CURSO

Título: “Um Olhar para os Roteiros de Aulas Prático-Experimentais na Formação de Professores de Química”

Autor: Daiara Calvo Blasques

Trabalho de Conclusão de Curso apresentado como requisito parcial para a obtenção do grau no curso de Licenciatura em Ciência Exatas, aprovado pela seguinte banca examinadora.

- Marcelo Valério (orientador)
- Ana Cláudia Nogueira Mulati (membro)
- Bárbara Cândido Braz (membro)

Jandaia do Sul, 04 de dezembro de 2019.



Documento assinado eletronicamente por **MARCELO VALERIO, PROFESSOR DO MAGISTERIO SUPERIOR**, em 04/12/2019, às 10:22, conforme art. 1º, III, "b", da Lei 11.419/2006.



Documento assinado eletronicamente por **BARBARA CANDIDO BRAZ, PROFESSOR DO MAGISTERIO SUPERIOR**, em 04/12/2019, às 10:22, conforme art. 1º, III, "b", da Lei 11.419/2006.



Documento assinado eletronicamente por **ANA CLAUDIA NOGUEIRA MULATI, PROFESSOR DO MAGISTERIO SUPERIOR**, em 04/12/2019, às 10:22, conforme art. 1º, III, "b", da Lei 11.419/2006.



A autenticidade do documento pode ser conferida [aqui](#) informando o código verificador 2354501 e o código CRC 1D3306A6.

Dedico esta monografia aos meus pais e irmã. Suas forças foram a mola propulsora que permitiu o meu avanço, mesmo durante os momentos mais difíceis. Agradeço do fundo do meu coração. Dedico também a meu orientador, cujo entusiasmo e paciência serviram como pilares de sustentação para a conclusão deste trabalho. Grata por tudo.

AGRADECIMENTOS

À Deus pela vida, benção e proteção.

À minha família por sempre me apoiaram e contribuírem para que essa trajetória fosse possível. Em especial, aos meus pais, Marcio Blasques e Rosangela Blasques por serem firmes e compreensíveis em todos os momentos que não pude estar presente. À minha irmã gêmea, Daiane Blasques, por estar comigo em todos os momentos, compartilhando tristezas e alegrias apesar de todas as dificuldades que enfrentamos. Vocês foram completamente importantes e fundamentais durante toda minha formação, nunca deixarei de agradecê-los. Amo vocês.

Ao meu companheiro, por todo apoio e compreensão durante os momentos difíceis e felizes da construção deste trabalho, você é uma pessoa de luz.

Ao professor Marcelo Valério, pela orientação, apoio, incentivo, confiança e principalmente pela amizade que firmamos e que levarei para todo sempre no meu coração.

Às professoras Bárbara Cândido Braz e Valquíria de Moraes Silva, pela confiança, acolhida, conselhos, risadas, puxões de orelha, amizade e incentivo ao término deste trabalho. Vocês são pessoas inspiradores, repletas de conhecimento e bondade.

Ao amigo e parceiro de Química, Lucas Viana, pela amizade e companheirismo durante momentos de dificuldades e alegrias que vivenciamos no curso. Às minhas amigas Ana Suellen, Ana Paula, Camila Cassoli, Jéssica Meloqueiro e Thayná Félix, por tornarem minha trajetória ainda mais rica e inesquecível, vou levar vocês dentro do meu coração.

Aos professores, educadores e orientadores do curso de Licenciatura em Ciências Exatas em que tive o privilégio de conhecer, que me incentivaram e fizeram parte de toda minha trajetória como graduanda. Sem vocês não seria possível estar aqui hoje com coração repleto de orgulho.

Aos professores(as) Eduardo Cesar Meurer, Leda Colpini e Valquíria de Moraes que apesar de todas as dificuldades, sempre tiveram fôlego, esforço e dedicação para tornar a nossa formação de professores de química possível, de qualidade e inesquecível.

Enfim, agradeço imensamente a todos que fizeram parte dessa etapa tão marcante em minha vida. Obrigada por acreditarem e visualizarem o que os meus

olhos deixavam escapar, nasci para ser professora e educadora, para lutar e fazer da educação o melhor caminho para um mundo melhor.

*“Educação não transforma o mundo.
Educação muda as pessoas.
Pessoas transformam o mundo.”*

Paulo Freire

*“A vida não é fácil para nenhum de nós.
Mas e daí? Devemos ter perseverança e,
acima de tudo, confiança em nós
mesmos. Devemos acreditar que somos
talentosos para algo, e que isso, a
qualquer custo, deve ser alcançado”.*

Marie Curie

RESUMO

A formação inicial docente, em quantidade e qualidade, se coloca como um grande desafio para a educação brasileira. Na área de Química, além da demanda reprimida por mais professores, cabe discutir também a coerência e coesão entre as vivências formativas e as tendências pedagógicas e didáticas para a área. A experimentação como prática historicamente privilegiada, por exemplo, pode estar associada tanto à tradição pedagógica quanto ao movimento de renovação e crítica do ensino de ciências da virada para este século. Entretanto, não há garantias de que os formadores de professores (docentes das licenciaturas), especialmente nas disciplinas do núcleo básico, tenham formação pedagógica ou pautem seu trabalho nas referências sobre o ensino da área. Assim, o presente trabalho procurou compreender em que medida os experimentos desenvolvidos durante a formação de professores de Química são condizentes com as propostas pedagógicas para o ensino dessa componente curricular. O objetivo foi identificar as perspectivas, tradicional e/ ou investigativa, do ensino prático / experimental, em roteiros de aulas prático-experimentais de disciplinas de Química, em um curso de Licenciatura em Ciências Exatas, da Universidade Federal do Paraná, *campus* Jandaia do Sul. Trata-se de uma pesquisa qualitativa, de natureza analítica, orientada pelo referencial teórico de Hodson (1998), Borges (2002) e Araújo e Abib (2003). Um instrumento de análise próprio foi desenvolvido e, a partir dele, se pôde evidenciar que as proposições pedagógicas e didáticas formalizadas para a formação dos/as licenciandos/as, futuros professores, neste contexto, associam-se, majoritariamente, à perspectiva tradicional, havendo, ainda, poucas elementos que remetem às tendências atuais, de caráter investigativo.

Palavras-chave: Experimentação 1; Formação Docente 2; Ensino de Química 3; Alfabetização Científica 4.

ABSTRACT

Initial teacher training is among the major challenges for Brazilian education. In the science areas, like Chemistry, it is worth discussing the coherence and cohesion between the formative experiences of future teachers and the pedagogical tendencies they need to know and apply when became professionals at school. Experimental learning, for example, can be developed based on a teaching tradition or considering the movement of renewal and criticism of science education of the last decades. Nevertheless, it is not expected that even the professors of undergraduate degrees, especially in the basic core subjects, have pedagogical training and/or base their pedagogical practices on references about science teaching. So, this work aims to understand if the experiments proposed for the teacher training in an undergraduate course of Chemistry are consistent with the new pedagogical proposals for teaching this curricular component. The main objective was to identify the perspectives (traditional and/or investigative) in the scripts of practical-experimental classes of three Chemistry subjects, in an undergraduate licentiate course in sciences and mathematics, of the Federal University of Paraná, Jandaia do Sul campus. It was a qualitative research with analytical approach, guided by the theoretical framework of Hodson (1998), Borges (2002) and Araújo and Abib (2003). An analysis instrument was created, and as result could be evidenced that the pedagogical and didactic propositions formalized, in this context, are mostly associated with the traditional perspective; and there are still few elements in the investigative perspective.

Keywords: Experimentation 1; Teacher Training 2; Chemistry Teaching 3; Scientific Literacy 4.

LISTA DE FIGURAS

FIGURA 1 - CONTÍNUO PROBLEMA-EXERCÍCIO	27
FIGURA 2 - RECORTE DO ROTEIRO N° 4.....	36
FIGURA 3 - RECORTE DO ROTEIRO N° 17.....	36
FIGURA 4 - QUESTÕES APRESENTADAS PELO ROTEIRO N° 8.....	37
FIGURA 5 - QUESTÕES APRESENTADAS PELO ROTEIRO N° 14.....	37
FIGURA 6 - OBJETIVOS EXPLÍCITOS NO ROTEIRO EXPERIMENTAL N° 4	38
FIGURA 7 - OBJETIVOS EXPLÍCITOS NO ROTEIRO EXPERIMENTAL N° 9	38
FIGURA 8 - QUESTÕES APRESENTADAS PELO ROTEIRO N° 14.....	39
FIGURA 9 - TEXTO INTRODUTÓRIO DO ROTEIRO N°14	39
FIGURA 10 - RECORTE DO ROTEIRO N° 9.....	40
FIGURA 11 - EXEMPLO DE EFEITOS CAUSADOS PELOS REAGENTES UTILIZADOS NO ROTEIRO EXPERIMENTAL N° 11	42
FIGURA 12 - EXEMPLO DE APLICAÇÃO DE ELEMENTOS PRESENTES NO ROTEIRO EXPERIMENTAL N° 9	42

LISTA DE QUADROS

QUADRO 1 – ROTEIROS EXPERIMENTAIS A SEREM ANALISADOS.	31
--	----

LISTA DE ABREVIATURAS OU SIGLAS

BSCS - Biological Sciences Curriculum Study

CBA - Chemical Bond Approach

C&T - Ciência e Tecnologia

DDT - Diclorodifeniltricloroetano (Pesticida)

IPS - Introductory Physical Science

PPC - Projeto Pedagógico do Curso de Licenciatura em Ciências Exatas

PSSC - Physical Science Study Commitec

SUMÁRIO

APRESENTAÇÃO.....	14
1 APOORTE TEÓRICO	16
1.1 A IMPORTÂNCIA DA EDUCAÇÃO CIENTÍFICA E DO ENSINO DE QUÍMICA EM NOSSA SOCIEDADE.....	16
1.2 A FORMAÇÃO DE PROFESSORES EM CIÊNCIAS EXATAS E DA NATUREZA.....	20
0	
1.3 PANORAMA DA EXPERIMENTAÇÃO COMO TENDÊNCIA NO ENSINO DE CIÊNCIAS E DA QUÍMICA.....	23
1.4 OBJETIVOS	29
1.4.1 OBJETIVO GERAL.....	29
1.4.2 OBJETIVOS ESPECÍFICOS	30
2 ENCAMINHAMENTOS METODOLÓGICOS	30
3 RESULTADOS E ANÁLISE DOS DADOS	34
3.1 ORGANIZAÇÃO DOS ROTEIROS EXPERIMENTAIS.....	35
3.2 OBJETIVOS DOS ROTEIROS EXPERIMENTAIS.....	38
3.3 REQUISITOS TEÓRICOS PARA O DESENVOLVIMENTO DO EXPERIMENTO.....	40
3.4 VÍNCULO COM A PRÁTICA SOCIAL OU O COTIDIANO DOS ESTUDANTES.....	41
3.5 DIÁLOGO E INTERAÇÃO DE PROFESSORES E ALUNOS DURANTE O PROCESSO EXPERIMENTAL.....	43
3.6 APLICAÇÃO DO ROTEIRO EXPERIMENTAL NA EDUCAÇÃO BÁSICA....	44
4 CONCLUSÕES	46
REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS	48
APÊNDICE 1 - INSTRUMENTO DE ANÁLISE	52
ANEXO 1 - ROTEIRO EXPERIMENTAL Nº 1	53
ANEXO 2 - ROTEIRO EXPERIMENTAL Nº 2	57
ANEXO 3 - ROTEIRO EXPERIMENTAL Nº 3	60
ANEXO 4 - ROTEIRO EXPERIMENTAL Nº 4	67
ANEXO 5 - ROTEIRO EXPERIMENTAL Nº 5	72
ANEXO 6 - ROTEIRO EXPERIMENTAL Nº 6	76

ANEXO 7 - ROTEIRO EXPERIMENTAL N° 7	82
ANEXO 8 - ROTEIRO EXPERIMENTAL N° 8	85
ANEXO 9 - ROTEIRO EXPERIMENTAL N° 9	88
ANEXO 10 - ROTEIRO EXPERIMENTAL N° 10	93
ANEXO 11 - ROTEIRO EXPERIMENTAL N° 11	94
ANEXO 12 - ROTEIRO EXPERIMENTAL N° 12	98
ANEXO 13 - ROTEIRO EXPERIMENTAL N° 13	101
ANEXO 14 - ROTEIRO EXPERIMENTAL N° 14	103
ANEXO 15 - ROTEIRO EXPERIMENTAL N° 15	105
ANEXO 16 - ROTEIRO EXPERIMENTAL N° 16	108
ANEXO 17 - ROTEIRO EXPERIMENTAL N° 17	110

APRESENTAÇÃO

A proposta metodológica deste trabalho, surgiu por meio das vivências e experiências adquiridas pela autora, durante o período de graduação enquanto futura professora em formação. O interesse pela química experimental, as experiências em laboratórios e a preocupação com a formação de professores, sobretudo de Química, foi o estopim para que a pesquisa nascesse e se desenvolvesse com o intuito de contribuir para o cenário da educação científica brasileira. Sendo assim, devido a vasta bibliografia acerca do ensino experimental no ensino de ciências e de química, iniciou-se pelo necessário levantamento bibliográfico e aprofundamento sobre os temas que fundamentam e organizam a pesquisa.

Na **Introdução**, portanto, sustenta-se a importância da educação científica e do ensino de química para a formação de cidadãos mais críticos e participantes em questões que afetam a vida pessoal e social; aborda-se a emergência da formação de professores em ciências exatas; e, por fim, se descreve o panorama histórico da experimentação como tendência no ensino de ciências e da Química. Estes três elementos reúnem-se para definir o aporte teórico e justificar o problema de pesquisa proposto.

À frente, os **Encaminhamentos Metodológicos** adotados são descritos e justificados, iniciando pela apresentação detalhada dos objetivos de pesquisa. Ainda nesta seção, discorre-se sobre as delimitações do objeto de pesquisa, a escolha e a elaboração do instrumento próprio de análise. Esta seção se encerra descrevendo as formas de coleta e de análise do *corpus* de dados da pesquisa.

Os **Resultados e Análise dos Dados** trazem os achados de pesquisa, teorizados a partir da fundamentação teórica, em um texto de discussão que busca responder aos objetivos propostos. São apresentados excertos do material em estudo e estruturadas inferências a seu respeito.

Nas **Conclusões**, finalmente, os resultados e análises são sintetizados, definindo remates empíricos e teóricos. Ressalta-se a importância da reflexão e investigação sobre as vivências formativas na licenciatura, no que se refere às aulas prático-experimentais, fornecer subsídios e sugerindo novos caminhos de pesquisa no futuro.

Vale ressaltar que, embora o trabalho nasça e se justifique nas vivências estudantis da autora, de sua participação como aluna nas disciplinas sobre as quais o trabalho versa, e de onde também emana a inquietação e a formalização do problema de pesquisa, não foi esta a base de evidência para as análises. Neste trabalho, foram os roteiros de aula prático-experimentais, compreendidos como documentos formalizadores da proposta pedagógica e da abordagem didática prático-experimental das disciplinas, os alvos de estudo e discussão. Sua interpretação teórica exigiu intensa vigilância epistemológica desta autora, de modo que as vivências de sala não silenciasssem ou prevalecessem sobre as informações contidas nos documentos.

Assim, o trabalho “Um olhar para os roteiros de aulas prático-experimentais na formação de professores de química” reafirma a importância de discutir as vivências e as premissas formativas dos futuros profissionais, apresentando-se como contribuição para o amadurecimento e qualificação do Curso de Licenciatura em Ciências Exatas desta instituição.

1 APORTE TEÓRICO

A formação inicial docente, em quantidade e qualidade, se coloca como um grande desafio para a educação brasileira. Na área de Química, além da demanda reprimida por mais professores, cabe discutir também a coerência e a coesão das vivências formativas com as tendências pedagógicas e didáticas para a área. Vale ressaltar, a importância dos professores de Química se preocuparem cada vez mais com a educação científica, de conhecer a ciência e acompanhar suas modificações, buscando sempre compreender os fenômenos naturais e os possíveis impactos que podem nos causar. Faz-se importante também que deem atenção às ciências da educação, amadureçam e incorporem em suas práticas as proposições pedagógicas e metodológicas discutidas e consolidadas da área.

Ainda que a experimentação seja uma prática historicamente presente e legitimada no ensino de ciências, seu desenvolvimento nas últimas décadas constitui-se em meio à diversas críticas relacionadas, principalmente, com tradição pedagógicas das aulas experimentais, o que ainda é colocado em debate por diversos autores como Borges (2002), Hodson (1998), Bassoli (2014), Veiga e Costa (2017), Araújo e Abib (2003), entre outros. Assim, mediante novas demandas, projetos formativos e proposições pedagógicas e didáticas, a experimentação vem sendo reestruturada como estratégia de ensino que fuja das perspectivas tradicionais e incorporem perspectivas mais atuais, na qual os alunos tornam-se autônomos e protagonistas no processo experimental.

1.1 A IMPORTÂNCIA DA EDUCAÇÃO CIENTÍFICA E DO ENSINO DE QUÍMICA EM NOSSA SOCIEDADE.

Redes móveis de comunicação, dispositivos eletrônicos portáteis, diagnósticos médicos por imagem, reprodução assistida e mudanças climáticas são só alguns, entre tantos exemplos possíveis, do imbricamento da ciência e da tecnologia em nossas vidas. Os conhecimentos científicos e suas implicações ou aplicações não apenas povoam o cotidiano, mas definem a cultura. Como sugerem Mosley e Lynch (2011, p.9), “a ciência está de tal modo intrincada em nossas vidas que mal notamos sua presença”, mas “nada do que fazemos hoje é intocado pela ciência”.

A partir disso, fica evidente porque autores como Fourez (1997) ou Marco (2000) defendem a necessidade de se pensar o conceito de cidadania a partir da educação de todas as pessoas em ciência e tecnologia. A Alfabetização Científica e Tecnológica (ACT), termo cunhado por Fourez (1997) sugere que um cidadão alfabetizado cientificamente seria aquele capaz de participar de discussões públicas importantes que se relacionam com a ciência e tecnologia, inserindo-o, assim, efetivamente, na sociedade. Nos termos de Lonardoni e Carvalho (2012, p.3), se trata de “ter o mínimo do conhecimento necessário para poder avaliar os avanços da ciência e tecnologia e suas implicações”. Chassot (2003), por sua vez, sugere que a ciência é parte da cultura humana, manifestada com uma linguagem que explica o mundo natural. E é preciso “saber ler a linguagem em que está escrita a natureza” (CHASSOT, 2003, p. 91) para ser capaz de lidar com temas que vão desde saúde pessoal até o desenvolvimento econômico.

Valério (2006) repercute estes referenciais, sintetizando que o desafio da educação científica contemporânea

incluir conceder ao cidadão discernimento crítico para avaliar e discutir questões complexas, valorizar maneiras de pensar e compreender racionalmente a realidade, viabilizar oportunidades e condições de mobilização e engajamento político, possibilitar aprender ao longo da vida através de outras fontes de informação, e finalmente permitir a desejada autonomia em um contexto onde os requisitos para o exercício da cidadania encontram-se transformados pelo papel da C&T na sociedade (VALÉRIO, 2006, p. 25).

Estende, portanto, o papel do ensino das ciências, quando a Lei de Diretrizes e Bases da Educação Nacional (LDB - Lei Nº 9.394/96), em seu artigo 2º, sugere que o propósito da educação é o desenvolvimento integral dos educando como cidadão, e não apenas vinculada a sua competência para o mercado de trabalho (BRASIL, 1996). Nos termos de Santos (2011, p. 302) “é assim que concebemos uma educação para cidadania, como educação para tomada de decisão, o que implica na necessidade de desenvolver a faculdade de julgar”. Em definitivo, nas palavras de Cachapuz (2005, p. 28-29), trata-se de compreender que a

participação dos cidadãos na tomada de decisões é hoje um fato positivo, uma garantia de aplicação do princípio de precaução, que se apoia numa crescente sensibilidade social face às implicações do desenvolvimento techno-científico [...] (CACHAPUZ, 2005, p. 28-29).

Os exemplos do imbricamento entre ciência e sociedade surgem, mais evidentes, nas ciências da natureza, entre as quais, a Química se faz emblemática. Santos (2011, p. 300) salienta que,

a dependência da Química em nossas vidas faz com que ela seja essencial na formação da cidadania. Essa dependência vai, desde a utilização diária de produtos químicos, até as inúmeras influências e impactos no desenvolvimento dos países, nos problemas referentes à qualidade de vida das pessoas, nos efeitos ambientais das aplicações tecnológicas e nas decisões que os cidadãos precisam tomar (SANTOS, 2011. p. 300).

Mas após um momento de encantamento com o desenvolvimento científico e tecnológico, na primeira metade do século XX, os impactos ambientais, do capitalismo industrial, e sociais, do uso bélico dos conhecimentos, exibiram também o lado negativo daquela ciência: os agrotóxicos, como o DDT, e as armas químicas, como o agente laranja, são exemplos do poder transformador, mas, também, do risco da má aplicação dos conhecimentos químicos.

É baseado nessas repercussões que se reforça a necessidade de formar cidadãos que compreendam os avanços e as potencialidades da Química, tanto para incentivar investimentos na área quanto para tomar atitudes autônomas e responsáveis, decisões críticas e seguras, no âmbito de sua vida pública e nos assuntos que repercutem em toda a sociedade. A compreensão da dinâmica do corpo e da saúde humana, a leitura de rótulos de produtos alimentícios industrializados e de medicamentos, a utilização de defensivos químicos na agricultura, o debate público sobre as mudanças climáticas e a influência do aquecimento global no planeta são alguns exemplos de como essa ciência é relevante e, quando não aprendida, limita as possibilidades de exercício pleno da cidadania.

Cardoso e Colinviaux (2000, p.401), sugerem que o estudo da química

deve-se principalmente ao fato de possibilitar ao homem o desenvolvimento de uma visão crítica do mundo que o cerca, podendo analisar, compreender e utilizar este conhecimento no cotidiano, tendo condições de perceber e interferir em situações que contribuem para a deterioração de sua qualidade de vida, como por exemplo, o impacto ambiental provocado pelos rejeitos industriais e domésticos que poluem o ar, água e o solo (CARDOSO e COLINVAUX, 2000, p. 401).

De acordo com os Parâmetros Curriculares Nacionais para o Ensino Médio (PCNEM) a formação da cidadania é tratada como objetivo central do ensino que contribua para uma visão mais ampla do conhecimento, “que possibilite melhor compreensão do mundo físico e para a construção da cidadania, colocando em

pauta, na sala de aula, conhecimentos socialmente relevantes, que façam sentido e possam se integrar à vida do aluno” (BRASIL, 2000, p.32). O risco é de que a carência de conhecimento científico limite não somente a compreensão de fenômenos cotidianos, mas, e sobretudo, a construção do necessário pensamento crítico. A alfabetização científica, na opinião dos especialistas, assume contornos de dispositivo democrático, diminuindo os riscos, reduzindo desigualdades e reorientando o empreendimento científico, no qual não dá mais para viver sem o mínimo de uma educação científica (CACHAPUZ et al., 2005).

Nesse ponto, trata-se de constatar a emergência de transformações pedagógicas e didáticas no ensino, principalmente sobre a pedagogia tradicional e seus métodos transmissivos, as quais não encontram acolhida nas novas perspectivas formativas - agora amparadas em proposições construtivistas e sócio-históricas. Se durante boa parte do século passado os esforços foram mobilizados em tentativas de aumentar o interesse e melhorar o desempenho dos estudantes, agora, então, os objetivos do ensino e da aprendizagem de conhecimentos científicos passaram a considerar a importância e a necessidade de uma compreensão ampliada dos fenômenos e conceitos das ciências - como sugerem as abordagens ciência-tecnologia-sociedade, questões sociocientíficas ou o ensino por investigação (CACHAPUZ et al., 2005; NASCIMENTO; FERNANDES; MENDONÇA, 2010).

Ao endossar a necessidade dessa transformação, Sasseron (2015, p. 52) salienta que conhecer as ciências têm um alto grau de comprometimento com a percepção de que o mundo está em constante modificação, sendo importante e necessária a permanente busca por construir entendimento acerca de novas formas de conceber os fenômenos naturais e os impactos que estes têm sobre nossa vida. Trata-se, enfim, de ensinar mais que a ciência (conceitos, dados, fatos etc.), para ensinar, também, *pela* ciência (atitudes, procedimentos, práticas) e *sobre* ciência (relações entre o conhecimento científico e outros aspectos da vida social e da cultura).

Nesses termos, instala-se de modo sólido e urgente que os professores em formação inicial estejam aprendendo Química não apenas como conhecimento teórico, mas como elemento da cultura. Trata-se, pois, de uma visão não apenas técnica, sim, mas também humana, que incorpore de modo natural e harmonioso o

repertório teórico da área de referência com a evolução das ideias e concepções pedagógicas.

1.2 A FORMAÇÃO DE PROFESSORES EM CIÊNCIAS EXATAS E DA NATUREZA.

A formação de professores é uma das condições efetivas para a evolução da qualidade do ensino. Sá e Santos (2011) denunciam o risco da falta de prestígio e das precárias condições de trabalho como desafios estruturais, enquanto Araújo e Vianna (2011) expõem que, atualmente, quase metade dos docentes que lecionam a disciplina ainda não possuem habilitação. A demanda por professores de Química na Educação Básica é de dezenas de milhares, mas os cursos de licenciatura ainda reproduzem o contexto de baixa procura, pouca retenção e diminuto número de egressos (ARAÚJO; VIANNA, 2011).

Merece consideração, então, que os modos como os professores percebem, compreendem e, conseqüentemente, desenvolvem sua prática pedagógica, dependa, fundamentalmente, da qualidade de sua formação inicial (CUSTODIO, 2012). Os estudos pedagógicos e didáticos da área em que se habilitam dialogam com as experiências vivenciadas enquanto estudantes de Licenciatura, compondo as referências que darão suporte e orientarão sua atuação em sala de aula.

Quando se trata da experimentação no ensino, por exemplo, faz-se evidente considerar que a concepção dos novos docentes resulte tanto das atuais referências pedagógicas e didáticas (já descritas na seção um, e que são exploradas nas disciplinas de natureza pedagógica); como das abordagens experimentais que vivenciam em sua formação ao aprenderem os conhecimentos específicos de sua área.

É, portanto, possível cogitar que haja algum distanciamento, ou mesmo uma cisão, entre as proposições pedagógicas e didáticas apresentadas como coerentes e atuais aos professores em formação inicial, e aquelas que estes vivenciam durante seus cursos de licenciatura. Disso, inclusive, decorrem os tantos esforços de atualização dos cursos de licenciatura nas últimas décadas. Não à toa, como descrevem Corrêa e Marques (2016, p. 407), os cursos “têm sido foco de muitas análises e também de muitas reestruturações que visam à revisão de concepções de formação”.

De acordo com Garcia (1999), entende-se que o objetivo da formação de professores é possibilitar experiências das quais os docentes possam adquirir ou aperfeiçoar seus conhecimentos, habilidades e disposições para o exercício profissional, de modo a melhorar a qualidade da educação que seus alunos recebem. Nas palavras de Seixas et al. (2017, p. 292) “a formação docente pode ser vista como um quebra-cabeça nunca finalizado, cujos limites encontram-se permanentemente em aberto” (SEIXAS et. al. 2017, p. 292). É imprescindível, pois, que discussões e reflexões sobre a formação inicial e continuada de professores tomem cada vez mais lugar nos cursos de licenciatura, de modo que, conforme propõem Freitas e Villani (2002, p. 2002), “o professor coloca suas próprias ações e pensamentos à disposição da docência em busca de novas luzes para caminhos obscuros e mascarados da sociedade” (FREITAS e VILLANI, 2002, p. 216). Em síntese, é o que Nóvoa (1992, p.13) defende ao sugerir que

a formação não se constrói por acumulação (de cursos, de conhecimentos ou de técnicas), mas sim através de um trabalho de reflexividade crítica sobre as práticas e de (re)construção permanente de uma identidade pessoal (NÓVOA, 1992, p.13).

No ensino de ciências exatas esta prática torna-se fundamental, uma vez que as dificuldades teóricas e didáticas específicas dessas disciplinas contribuem para o insucesso dos futuros professores, baixo número de egressos nas licenciaturas e baixo interesse pela atuação na educação básica (ARAÚJO; VIANNA, 2011). Em química, em especial, a formação de professores

tem sido pensada no sentido de superar modelos curriculares tradicionais (já que) ainda persistem concepções reducionistas de formação, na qual se privilegia o domínio de conteúdos específicos em detrimento dos conhecimentos didático-pedagógicos que são também essenciais para a formação da identidade profissional docente (JESUS; ARAÚJO; VIANNA, 2014, p. 350).

Mas não se trata de uma tarefa fácil, pois, como salienta Maldaner (1999), muitos professores que atuam nas licenciaturas também carecem de formação específica. A maior parte desses docentes acaba condicionada a reproduzir a formação que tiveram durante sua experiência como aluno no ensino básico ou mesmo na graduação, quase sempre vinculada aos conteúdos de origem e não à Pedagogia. Silva e Rocha (2016, p. 31), salientam que essa não formação do professor formador

repercute em sentimento de insegurança, fazendo com que o docente realize a gestão de sua aula respaldada em modelos de professores que tiveram durante a educação básica ou no ensino superior. Note-se que estes modelos de aulas e de professores faziam parte de períodos e contextos bem diferente do que nos encontramos atualmente, provavelmente marcados por um período em que o professor era o centro do processo e a ele cabia a transmissão dos conteúdos. (SILVA; ROCHA, 2016, p. 31).

Por conta disso, Corrêa e Marques (2016, p. 408) apontam que a formação do formador de professores deve ser considerada um elemento crucial para a reflexão sobre a realidade da formação inicial de professores e da qualidade do ensino. Quando Gatti (2010, p.1375) descreve que a “formação de professores não pode ser pensada a partir das ciências e seus diversos campos disciplinares, como adendo destas áreas, mas a partir da função social própria à escolarização” a autora está, justamente, reiterando que a reflexão dos conteúdos científicos à luz da formação e da prática dos futuros professores de ciências dependerá, também, do trabalho do formador.

Se, por um lado, torna-se uma exigência que os professores universitários assumam uma postura dinâmica à luz de uma formação mais crítica, questionando seus próprios métodos e sua prática, compreendendo os objetivos de sua posição como formador de professores, contemplando o contexto histórico e social; deve-se considerar que, também eles, não foram preparados para esse processo adequadamente (SILVA; ROCHA, 2016). E é neste ponto onde as perspectivas da educação científica e a formação do professor de Química novamente se encontram: a possibilidade que as vivências dos experimentos em Química dos professores em formação, nas disciplinas específicas, estejam, em alguma medida, distanciadas das proposições que os mesmos aprendem ser coerentes desde o ponto de vista da pedagogia e da didática.

Nos currículos de graduação, mesmo nas licenciaturas, não é incomum que as aulas de Química do núcleo básico partam, por exemplo, da dicotomia teoria-prática, com carga horária específica destinadas ao uso de laboratórios de ensino. Apenas essa constatação já convida a considerar o risco de que as aulas práticas e experimentais que o futuro professor vivencia estejam alicerçadas em perspectivas teóricas, pedagógicas e didáticas desalinhadas às novas propostas para o ensino escolar de Química e, por consequência, apartadas da formação coerente para a docência.

Borges (2002, p.307), ao tratar especificamente da experimentação, já sugere que “os licenciandos precisam exercitar o planejamento, a preparação e a execução de atividades mais abertas, se desejamos que eles venham a adotá-las em suas aulas no futuro”. Afinal, se, originalmente, um experimento de ensino se prestava a observação e seguimento de roteiros pré-estabelecidos, agora, pois, ele pode ser pensado com vistas a uma experimentação investigativa, envolvendo os estudantes no levantamento de hipóteses e nas discussões sobre os fenômenos envolvidos e analisados.

1.3 PANORAMA DA EXPERIMENTAÇÃO COMO TENDÊNCIA NO ENSINO DE CIÊNCIAS E DA QUÍMICA.

As reformas educacionais do século XX, baseadas em princípios progressistas e cognitivistas, colocaram a experimentação em uma posição privilegiada como prática do ensino de ciências da natureza. É emblemática, por exemplo, a demanda social e educativa pela presença de laboratórios de ensino como parte importante da estrutura física das escolas durante o período.

Concepções pedagógicas como a aprendizagem por descoberta e a importância da manipulação de elementos concretos de conhecimento por parte dos alunos contribuíram para a valorização da experimentação. No ensino de Química, por exemplo, os experimentos cumpriam a tarefa de unir a teoria (conhecimentos abstratos) e a prática (concreto), favorecendo o desenvolvimento de aprendizagens e vocações. De acordo com Galiazzi et al. (2001, p. 252), “a origem do trabalho experimental nas escolas foi, há mais de cem anos, influenciada pelo trabalho experimental que era desenvolvido nas universidades”, que tinha como objetivo otimizar a aprendizagem do conhecimento científico por meio da aplicação do que já se teria aprendido.

Trata-se de uma visão que remonta já aos séculos XVIII e XIX, desde quando as instituições escolares e o ensino das ciências trabalham dentro de uma lógica sequencial de formulação de hipóteses e verificação de consistência (GIORDAN, 1999). Segundo Krasilschik (2000, p. 88), a experimentação ganhou força valorizando “[...] o método científico na identificação de problemas, elaboração de hipóteses e verificação experimental dessas hipóteses, o que permitiria chegar a uma conclusão e levantar novas questões”. Para Giordan (1999), seu potencial

estaria no fato que ela desperta um forte interesse entre os alunos, havendo um caráter motivador essencialmente vinculado aos sentidos.

Por esses motivos, no Brasil, desde os anos 1960, e sob influência dos projetos curriculares britânicos e estadunidenses, a experimentação fora tomada como abordagem metodológica capaz de representar a ciência moderna e incrementar seu ensino escolar. Projetos como IPS (Introductory Physical Science), PSSC (Physical Science Study Commitec), CBA (Chemical Bond Approach) e BSCS (Biological Sciences Curriculum Study) “associavam a experimentação como uma forma mais prazerosa de ensino, pois se compreendia que, assim, poder-se-ia romper com o excesso de conteúdos desatualizados, com a passividade do aluno e com a memorização” (AGOSTINI; DELIZOICOV, 2009, p.5).

Ocorre, contudo, que a experimentação no ensino de ciências e a experimentação na ciência são práticas diferentes. Na escola o conhecimento em discussão remete ao passado, ao que está estabelecido como paradigma, enquanto na ciência o conhecimento está vivo, presente, em franca discussão. No primeiro, a função é pedagógica; na segunda, teórica. A relação entre teoria, observação e experimento, na escola, tende a ser linear, mas, na ciência acadêmica, os experimentos não respeitam tal cronologia. Na ciência, experimentos cruciais são raros, não a regra, e, em boa parte das vezes, a teorização é posterior às observações experimentais (HODSON, 1998; BORGES, 2002), ou seja, na ciência os experimentos não seguem necessariamente uma lógica sequencial de teoria depois prática validadora, pelo contrário, o experimento pode depois ou durante a teorização, possibilitando até mesmo revelar novas perguntas e aprofundamentos teóricos. Nesse sentido, Hodson (1998, p.15) descreve que “o objetivo dos experimentos nas ciências escolares não é ajudar o concreto a se tornar abstrato. Na verdade, o objetivo é dar ilustração e representação concretas a abstrações prévias”.

Se, para Leão (1999, p.190), era “preciso decompor a realidade a ser estudada com o objetivo de simplificar o patrimônio de conhecimento a ser transmitido ao aluno que, por sua vez, deveria armazenar tão somente os resultados do processo”, então o passo-a-passo daqueles kits e roteiros de experimentação mantinham viva a perspectiva tradicional de ensino (Krasilchik (2000)).

De acordo com Hodson (1998) a tendência dos currículos escolares em limitar os experimentos a um papel indutivista (relacionado ao empirismo, ou seja, a ideia

de que a verdade decorre das observações e que o mundo real se revelará se nós fizermos o exercício de experimentação), ou a um papel popperiano (relacionado a falseabilidade do conhecimento pela experimentação, com o experimento servindo como teste teórico, como o estudo da verdade), deixa de reconhecer e desenvolver a ideia de que “a experimentação é uma parte da construção de teorias e, assim, também omite que os tipos de experimentos empregados em qualquer estágio dependem do nível da sofisticação teórica já alcançado” (HODSON, 1998. p. 6). Nesse sentido, cabe destacar que parte das críticas ao ensino tradicional diz respeito à passividade do estudante, submetido como ouvinte às informações expostas pelos professores, pouco contextualizadas ou vinculadas ao seu cotidiano.

A experimentação, em específico, quando analisada sob a perspectiva tradicional, tem como principais características, justamente, uma organização e estrutura rígida no processo de ensino e aprendizagem. Segundo Borges (2002) e Filho (2000), os alunos são submetidos a seguirem instruções de roteiros pré-estabelecidos, amparados pela supervisão do professor ou até mesmo por técnicos de laboratórios que preparam os equipamentos e materiais necessários para a aula, o que limita a vivência e a liberdade de atuação do aluno sobre o experimento. Este tipo de procedimento didático teria com objetivos, por exemplo,

testar uma lei científica, ilustrar ideias e conceitos aprendidos nas 'aulas teóricas', descobrir ou formular uma lei acerca de um fenômeno específico, 'ver na prática' o que acontece na teoria, ou aprender a utilizar algum instrumento ou técnica de laboratório específica. (BORGES, 2002, p. 296)

De acordo com Pereira (2010) esses objetivos estabelecidos na experimentação tradicional “estão fadados ao fracasso, caso o professor introduza os trabalhos práticos de forma tecnicista no ensino de ciências” (PEREIRA, 2010, p.3). Em oposição à tradição, Silva (2016) afirma que uma opção menos dicotômica entre teoria e prática favoreceria “as relações entre as concepções dos alunos e a novas ideias a serem construídas” (SILVA, 2016, p.21). Farias et. al. (2009), expõe pensamento análogo e salienta que quanto mais integrada a teoria e a prática, mais sólida se torna a aprendizagem

Para Merçon (2003), tratando especificamente da Química como ciência:

os modelos e conceitos foram construídos a partir da observação dos fenômenos naturais. De forma análoga, as aulas experimentais são componentes fundamentais para a construção do conhecimento no processo de ensino-aprendizagem. Apesar da experimentação sempre ter estado presente no ensino de Química, somente nas últimas décadas

despontaram propostas de atividades preocupadas com a formação de conceitos e adequação à realidade do aluno (MERÇON, 2003, p. 25).

Os experimentos precisariam ir além da observação e manipulação instrumental, portanto, mas, em sua maioria, permanecem sendo eventos projetados previamente e rigorosamente controlados para a obtenção resultados e execuções bastante particulares (HODSON, 1998).

Por outro lado, segundo Suart e Marcondes (2009, p.51)

se uma aula experimental for organizada de forma a colocar o aluno diante de uma situação problema, e estiver direcionada para a sua resolução, poderá contribuir para o aluno raciocinar logicamente sobre a situação e apresentar argumentos na tentativa de analisar os dados e apresentar uma conclusão plausível (SUART; MARCONDES, 2009, p. 51).

A experimentação pode ser uma estratégia eficaz utilizada para elaborar explicações relacionados aos problemas reais que permitam uma contextualização, e dessa maneira estimular questionamentos que encaminhem à investigação (SILVA, 2016). Ou seja, é por meio da exploração das ideias que o processo de aprendizagem se dá, e o experimento oferece evidências concretas para os conceitos que serão explorados posteriormente com a obtenção dos resultados.

Bueno et. al (2008, p. 5) afirma que “a experimentação permite que os alunos manipulem objetos e ideias e negociem significados entre si e com o professor durante a aula”. Ou seja, os estudantes desenvolvem melhor a sua compreensão conceitual e aprendem sobre a natureza da ciência, ou seja, aprendem com a ciência e praticando ciência, quando participam em investigações científicas. Citando um exemplo, ao experimentar o funcionamento de um destilador os estudantes podem identificar mais facilmente os diferentes subprodutos do petróleo, compreender o funcionamento de uma refinaria de combustíveis e, até refletir sobre os impactos ambientais relacionados ao setor. Tudo isso depende de oportunidades e encaminhamentos didáticos para a reflexão e análise.

A discussão sobre as formas e justificativas da experimentação no ensino permanecem em debate, portanto, “ora defendendo o papel crucial da experiência na aprendizagem de ciências, ora criticando, a partir da perspectiva histórica, a ênfase empírica que dominou as concepções de ciência e do seu ensino” (MARANDINO, 2002, p. 8).

Autores como Borges (2002) e Hodson (1998) discutem o papel das atividades práticas no ensino de ciências e reveem como o laboratório escolar de

ciências tem sido usado. Borges (2002), especificamente, diferencia perspectivas de uso do laboratório de ensino, desde a tradicional até as atividades investigativas. Para tanto, considera três aspectos: o grau de abertura, o objetivo da atividade e a atitude do estudante em relação à atividade, como mostra na Figura 1.

FIGURA 1 - CONTÍNUO PROBLEMA-EXERCÍCIO.

<i>Aspectos</i>	Laboratório Tradicional	Atividades Investigativas
<i>Quanto ao grau de abertura</i>	Roteiro pré-definido  Restrito grau de abertura	Variado grau de abertura Liberdade total no planejamento
<i>Objetivo da</i>	Comprovar leis	Explorar fenômenos
<i>Atitude do estudante</i>	Compromisso com o resultado	Responsabilidade na investigação

FONTE: Borges (2002, p. 304).

Deve-se ressaltar que não se trata de uma classificação fechada, artificial, mas fluida, viva. A seta presente na figura representa a direção em que a atividade mais se aproxima, de acordo com os aspectos utilizados pelo autor. Por exemplo, considerando o aspecto “*objetivo da*”, se uma atividade experimental possui o objetivo de comprovar leis, esta atividade se aproximará do que se entende ser um laboratório tradicional, porém, se uma atividade possui o objetivo de explorar fenômenos, então a mesma se aproxima do que se tem descrito como atividade investigativa. O grau de abertura indica quanto o professor ou o roteiro que ele fornece especifica a tarefa para o aluno, sendo possível compreender “a existência de um contínuo, cujos extremos seriam: exercícios, de um lado, e problemas completamente abertos, do outro” (BORGES, 2002, p. 304).

Em síntese, a experimentação na perspectiva tradicional e na perspectiva investigativa, obviamente, destoam, pois a primeira limita o aluno na consolidação do conhecimento científico pelo fato do processo experimental ser enraizado na

rigidez de informações e procedimentos a serem seguidas; já a segunda, possibilita o aluno ser protagonista no processo, havendo liberdade e autonomia para o desenvolvimento do experimento, na elaboração de hipóteses e nas suas próprias conclusões. Nesta perspectiva investigativa da experimentação, de acordo com Bassoli (2014, p. 583),

é importante distinguir o “ensino por investigação” das “atividades práticas investigativas”. O primeiro é uma perspectiva de ensino baseada na problematização, elaboração de hipóteses e teste de hipóteses, seja por meio da pesquisa, seja por meio da experimentação, podendo, portanto, envolver ou não atividades experimentais. As atividades práticas investigativas situam-se no contexto do ensino por investigação, compartilhando os mesmos objetivos. Entretanto, baseiam-se, imprescindivelmente, na experimentação (BASSOLI, 2014, p. 583).

A utilização de aulas práticas é, portanto, uma estratégia didática fundamental no processo de construção do conhecimento científico. Mas, se faz salutar que experimentação seja mais aberta, com roteiros menos fechados e pré-definidos, no qual o aluno segue instruções sem aberturas para possíveis discussões e/ou execução de suas próprias conclusões, e sejam mais instigadores e questionadores, possibilitando que os alunos desenvolvam os aparatos para resolverem o problema e cheguem ao resultado final por meio de suas próprias ações e conclusões. Assim, “experimentos que demonstram o poder de previsão do entendimento teórico dos alunos, ainda em desenvolvimento, irão, certamente, ensinar-lhes algo sobre a natureza do conhecimento científico, e assim terão valor no ensino sobre a ciência” (HODSON, 1998, p. 9).

Mello e Barboza (2009, p.7) salientam que,

O ensino de Ciências deve despertar no aprendiz o interesse para a compreensão do mundo em que vive, possibilitando o desenvolvimento do senso crítico e do espírito investigativo. Para tanto, faz-se necessário que a Ciência seja ensinada de forma inovadora, problematizada, contextualizada e significativa para o aprendiz (MELLO; BARBOZA, 2009, p. 7).

De acordo com Zômpero e Laburú (2011), a utilização de atividades investigativas no ensino de ciências é voltada justamente para o desenvolvimento de habilidades cognitivas dos alunos, sendo parte do processo a elaboração de hipóteses, as quais pode-se identificar seus conhecimentos prévios, a argumentação, levantamento de dados, a comunicação e o engajamento dos alunos. Nesta perspectiva, os alunos podem ser encorajados, por intermédio dos professores de ciências, a considerar que entre a teoria e o experimento existe uma relação interativa e dependente, além da experimentação dada tradicionalmente de

forma que os experimentos auxiliem a construção da teoria; e a teoria determine os tipos de experimentos que podem e devem ser conduzidos (HODSON, 1998), existem outras possibilidades que também estão presentes na experimentação, onde a mesma não precisa se dar de forma direcional, mas sim que teoria e a prática se complementem independentemente da forma que são apresentadas.

Por fim, nas palavras de Borges (2002, p. 311) “para que as atividades práticas sejam efetivas em facilitar a aprendizagem, devem ser cuidadosamente planejadas, levando-se em conta os objetivos pretendidos, os recursos disponíveis e as ideias prévias dos estudantes sobre o assunto” (BORGES, 2002, p.311).

Faz-se, assim, necessário que os docentes formadores de professores e os professores em formação incorporem a experimentação no processo de ensino e aprendizagem dos alunos, refletindo sobre quais perspectivas suas práticas de ensino estão sendo embasadas (nas proposições tradicionais ou renovadas) buscando a melhor forma de tornar essa experiência enriquecedora tanto para a aprendizagem dos alunos quanto para o aprimoramento de suas práticas pedagógicas.

Finalmente, tendo em vista a premência da alfabetização científica, a relevância da experimentação como abordagem pedagógica - didática fundamental para o ensino de química, a importância da formação de professores e da qualidade da formação de futuros docentes, este trabalho se ocupa de investigar se as vivências da prática experimental pelos futuros professores (licenciandos/as em Licenciatura em Ciências Exatas da UFPR Jandaia do Sul) aproximam-se ou se distanciam das tendências atuais no ensino experimental de Química. Ou seja, em que medida os experimentos desenvolvidos durante a formação de professores de química são condizentes com as propostas pedagógicas para o ensino dessa componente curricular.

1.4 OBJETIVOS

1.4.1 OBJETIVO GERAL

Identificar e analisar as perspectivas, tradicional e/ ou investigativa, do ensino prático / experimental nos roteiros das disciplinas de Química em um curso de Licenciatura em Ciências Exatas.

1.4.2 OBJETIVOS ESPECÍFICOS

- Descrever o rol de atividades experimentais vivenciados por futuros professores de química, nas disciplinas de conteúdo específico da área.
- Identificar as proposições pedagógicas e didáticas das aulas prático-experimentais.

2 ENCAMINHAMENTOS METODOLÓGICOS

A prática experimental é, sim, protagonista no repertório pedagógico e metodológico no ensino de ciências, e, em especial, na Química. Mas, embora a experimentação tenha sido apresentada e defendida, historicamente, como capaz de motivar e contribuir com a aprendizagem dos estudantes, também surgem críticas às abordagens tradicionalmente estabelecidas. A utilização de experimentos, portanto, merece fundamental atenção quando se fala na formação inicial de professores na área. Nos cursos de Licenciatura, professores que ministram disciplinas com carga horária destinadas à prática não possuem, necessariamente, formação específica no ensino de química e, portanto, podem carecer de fundamentação para desenvolver aulas experimentais que superem a tradição. Partindo desta preocupação, a pretensão deste trabalho foi investigar as perspectivas do ensino experimental e analisar, em que medida, os experimentos desenvolvidos durante a formação de professores de Química são condizentes com as propostas pedagógicas para o ensino dessa componente curricular.

Trata-se, portanto, de uma pesquisa qualitativa, para a qual foram selecionadas três disciplinas do núcleo básico de um curso de Licenciatura em Ciências Exatas, da Universidade Federal do Paraná, *campus* Avançado em Jandaia do Sul, visto que essas disciplinas possuem conteúdos que estão presentes no currículo escolar da educação básica (na qual os futuros professores irão atuar, prioritariamente). Uma quarta disciplina, Química IV, compõe o núcleo básico do curso, mas sua não inclusão na pesquisa se justifica por esta não possuir carga didática específica destinada ao ensino prático-experimental. Foram foco da investigação, portanto, as disciplinas de Química I, Química II e Química III.

Para obtenção dos roteiros experimentais, foi estabelecido contato com os professores das disciplinas e apresentado a proposta da pesquisa. Após o fornecimento desses roteiros pelos professores, foi elaborado um termo de

consentimento livre e esclarecido, junto do qual era solicitado acesso e divulgação de tais documentos. Um total de 17 roteiros foram entregues pelos professores para a pesquisa, representando a íntegra do planejamento de aulas experimentais das três disciplinas. Estes documentos foram organizados e tabulados, como mostrado na Quadro 1, de acordo com suas respectivas disciplinas, conteúdos e ordem de período/semestre em que as mesmas são ofertadas.

QUADRO 1 - ROTEIROS EXPERIMENTAIS A SEREM ANALISADOS.

Nº	Nome do Roteiro	Conteúdo	Disciplina	Período / semestre
1	Calibração de instrumentos volumétricos	Propriedades Físicas da Matéria	Química I	1º
2	Teste de Chama	Estrutura Atômica	Química I	1º
3	Unidades de Concentração de Soluções	Preparo de Soluções	Química I	1º
4	Padronização de Soluções	Padronização de Soluções	Química I	1º
5	Reações químicas	Reações Químicas	Química I	1º
6	Termoquímica: reações envolvendo trocas de calor	Termoquímica	Química II	2º
7	Produção de Alúmen	Rendimento de Reações Químicas	Química II	2º
8	Equilíbrio químico e o princípio de Le Châtelier	Equilíbrio Químico	Química II	2º
9	Equilíbrio Ácido-Base	Equilíbrio Ácido-Base	Química II	2º
10	Solubilidade	Solubilidade	Química II	2º
11	Solubilidade de compostos orgânicos	Solubilidade de Compostos Orgânicos	Química III	3º
12	Identificação e confirmação de grupos funcionais: parte 1: aldeídos, cetonas e álcoois e parte 2: álcoois	Grupos Funcionais	Química III	3º
13	Identificação e confirmação de grupos funcionais: Parte 3: ácidos carboxílicos, fenóis e aminas	Grupos Funcionais	Química III	3º
14	Isolamento e purificação de compostos orgânicos com solventes	Forças Intermoleculares	Química III	3º
15	Reações de Esterificação	Mecanismos de Reações	Química III	3º

16	Síntese e purificação da Acetanilida	Síntese de Reações Orgânicas	Química III	3º
17	Reação de Nitração via SEA	Síntese de Reações Orgânicas	Química III	3º

FONTE: Elaborado pela autora.

Como opção metodológica, mapeou-se a literatura sobre o tema em busca de instrumentos aplicáveis e adequados ao problema em discussão e ao objetivo geral aqui traçado. No entanto, embora haja farta literatura abordando criticamente o ensino experimental, nos diferentes níveis educativos, a maior parte é de ensaios teóricos ou trabalhos de pesquisa pouco sistemáticos, ou ainda, pesquisas focadas em outros materiais e situações de ensino-aprendizagem. Não foram encontrados, portanto, instrumentos de coleta e análise que permitissem interpelar diretamente os roteiros de aula prático-experimentais como documento de planejamento de ensino, contribuindo com a intenção de elaboração de um instrumento próprio (APÊNDICE 1).

Não obstante, a premissa qualitativa e analítica da pesquisa sugeriu que este roteiro fosse desenvolvido alicerçado nos debates sobre a tradição e as tendências atuais da experimentação do ensino. Serviram de base para esse estudo e posterior construção do instrumento, portanto, os estudos de Borges (2002), Hodson (1998) e Araújo e Abib (2003). Este referencial foi escolhido durante a revisão bibliográfica, pela repercussão de seu conteúdo em outros trabalhos sobre o tema ou, ainda, pela forma, considerada a proposição de questões a partir das quais o tema devesse ser pensado e analisado. Borges (2002) e Hodson (1998), especificamente, abordam sobre os laboratórios experimentais e quais as perspectivas (tradicional e investigativa) dos experimentos na ciência e no ensino de ciências. Já Araújo e Abib (2003) buscam uma melhor compreensão sobre as diferentes possibilidades e tendências das atividades experimentais, sobretudo no ensino de Física, suas análises se dão por meio de categorias metodológicas e elementos de caracterização. Os trabalhos desses autores foram de extrema relevância para a composição de questões que iluminassem o olhar da pesquisa sobre os roteiros.

O instrumento foi elaborado com base em questões levantadas a partir do referencial teórico utilizado. Ele possui a característica de questionário e recebe essa formatação, pois passou por um processo de amadurecimento e pré-análise da viabilidade da sua utilização: por meio de primeiras leituras dos roteiros

experimentais e da interpelação das possíveis respostas que esses roteiros estabeleciam e forneceriam para análise.

Não se trata, portanto, de um questionário tradicional, associado a uma pesquisa quantitativa, que devesse e pudesse ser analisado em sua confiabilidade e validade em um piloto da amostra - ou, *corpus* de análise, no caso. Ainda assim, reconhecendo a importância do rigor teórico-metodológico, buscou-se dar consistência e legitimação ao instrumento proposto por meio de uma validação de face e de conteúdo: as questões foram então submetidas à análise de dois especialistas na área de ensino de Química, aos quais foi solicitado que avaliassem se o instrumento abarcava todos os aspectos teóricos do debate sobre experimentação no ensino, bem como se as perguntas seriam capazes de mobilizar as informações junto aos documentos (VIEIRA, 2009; MOREIRA, 2011). Deste processo, resultaram alguns ajustes, como a reformulação e fusão de algumas questões.

Concluída a versão final do instrumento, foi feita a interpelação e análise dos 17 roteiros, um a um, registrando as respostas e evidências documentais, como anotações de trechos, que induzisse e justificasse as conclusões da autora. Dentre as respostas, foi possível estabelecer elementos convergentes e divergentes entre os roteiros, tornando a análise mais rica em termos de discussão.

Finalmente, considerando a proposição qualitativa e interpretativa da pesquisa, não se buscou empreender nenhuma análise frequencial, mas, sim, descritiva e interpretativa, elaborando uma discussão que valorizasse a relevância implícita das situações presentes nos roteiros e permitisse sua teorização à luz da literatura.

3 RESULTADOS E ANÁLISE DOS DADOS

O uso da experimentação como estratégia para o ensino de ciências, sobretudo da Química, em todos os níveis de ensino, tem sido alvo de muitas análises e pesquisas nos últimos anos, com o questionamentos de seus objetivos e encaminhamentos (HODSON, 1998; BORGES, 2002; VEIGA; COSTA, 2017; TRINDADE et al. 2017; BARRADAS, 2018). Borges (2002, p. 292), em específico, salienta que “o ensino tradicional de ciências, da escola primária aos cursos de graduação, tem se mostrado pouco eficaz, seja do ponto de vista dos estudantes e professores, quanto das expectativas da sociedade”, tornando importante a revisão e reflexão sobre as diferentes abordagens.

Tendo a pretensão de contribuir com este debate acadêmico, esta seção apresenta os resultados de um esforço de pesquisa em que se buscou descrever e interpretar teoricamente proposições de práticas experimentais no ensino de graduação, na área de Química. Por meio de um instrumento próprio de análise (APÊNDICE 1), foram interpelados dezessete roteiros de aula prático-experimental utilizados em disciplinas do núcleo básico de um curso de Licenciatura em Ciências Exatas, de uma universidade federal pública brasileira. O objetivo era analisar quais as perspectivas sinalizadas nestes documentos e, em que medida, tais proposições didáticas dialogam com as atuais tendências metodológicas para o ensino experimental da componente curricular Química.

Vale ressaltar que, de maneira evidente, ao tomar roteiros como objeto de estudo, não é possível ter acesso direto e completo às dimensões do fenômeno de ensino e dos acontecimentos de sala de aula. Manifesta-se ciência, portanto, que as relações e interações pedagógicas (aluno-aluno, professor-aluno) e os encaminhamentos específicos dos professores ao desenvolver os experimentos, escapam do escopo desta pesquisa. Ainda assim, os roteiros experimentais materializam premissas pedagógicas e o projeto didático de seus elaboradores e usuários, de modo que são, sem dúvida, uma rica fonte de informações sobre o ensino.

Os aspectos mais relevantes, teorizados pela literatura e identificados nos roteiros, encontram-se elencados a seguir na forma de grandes categorias de análise. Essas categorias foram estabelecidas durante a análise dos resultados, na

qual percebeu-se que algumas perguntas se tratavam do mesmo tema, possibilitando, portanto, serem analisadas em uma mesma categoria, tornando a análise mais limpa e sintética, sem perder o caráter sistemático e o rigor. Em cada uma delas, são interpretadas teoricamente as vivências planejadas para os estudantes em formação inicial no referido curso, conforme formalizadas nos documentos analisados.

3.1 ORGANIZAÇÃO DOS ROTEIROS EXPERIMENTAIS.

Muitos autores, como Araújo e Abib (2003), Silva (2016) e Barradas (2018) discutem sobre a forma com que são propostos os manuais de apoio ou os procedimentos experimentais utilizados pelos professores durante as aulas práticas. Em sua maioria, descrevem orientações do tipo “livro de receitas” ou “receita de bolo”, associadas fortemente a uma abordagem tradicional de ensino, com roteiros predeterminados, restritos a demonstrações fechadas e confirmação de teorias previamente definidas. Isso restringiria o estudante ao “mero papel de verificador de dados, não tendo a possibilidade de refletir sobre, e muito menos, tomar decisões sobre os processos a serem desenvolvidos” (BARRADAS, 2018, p. 21).

Estas características foram identificadas no momento da análise dos roteiros. Quando interpelados os formatos de organização dos roteiros analisados (sequência de passos, conjunto de questões, etc), foi possível identificar, em todos, uma ordem/sequência de passos a serem seguidos, havendo pouca ou nenhuma possibilidade de mudanças. Como exemplificado nas FIGURAS 2 e 3, os roteiros não oferecem, explicitamente, espaços a partir dos quais os estudantes encontrem caminhos alternativos para o desenvolvimento do experimento.

FIGURA 2 - RECORTE DO ROTEIRO N° 4.

2.1 – Experiência 1: Padronização de solução de ácido clorídrico (HCl)**a) Experimento**

- Lavar a bureta duas ou três vezes com pequenas quantidades de HCl (solução problema) escoando todo líquido antes da adição do novo volume.
- Fixar a bureta de 25,00 mL com auxílio de uma garra metálica, a um suporte universal, enchê-la até um pouco acima do zero da escala, com a solução titulante (solução problema).
- Abrir a torneira para preencher a extremidade inferior da bureta, zerar de modo que a base do menisco do líquido na bureta tangencie a marca zero da escala. Observar se não houve formação de bolhas abaixo da torneira. Se houver bolha eliminá-la.
- Transferir para um erlenmeyer de 250,0 mL a massa de carbonato de sódio, Na_2CO_3 (padrão primário) contida em um envelope de papel alumínio. Anotar a massa do carbonato de sódio. Este sal deve ser previamente seco a 100°C por 1 hora e resfriado em dessecador.
- Acrescentar ao erlenmeyer cerca de 50 mL de água destilada e duas gotas de indicador metil orange (alranjado de metila). Homogeneizar a solução.
- Colocar o erlenmeyer abaixo da bureta e escoar a solução titulante, gota a gota, até a mudança da coloração; durante a titulação controlar a torneira com a mão esquerda e agitar o erlenmeyer continuamente com a mão direita. É recomendável lavar as paredes do erlenmeyer com pequenas quantidades de água destilada, especialmente a parte superior onde podem ter restado pequenas porções de titulante. Caso haja dúvida quanto ter sido ou não atingido o ponto final, fazer a leitura do volume de titulante contido na bureta, adicionar mais uma gota e observar o resultado.
- Ler com exatidão o volume de titulante gasto na neutralização.
- Repetir duas vezes o processo, a fim de obter o volume médio gasto na neutralização.

b) Cálculos

- Calcular a concentração real, em mol/L, da solução de ácido clorídrico (HCl)

FONTE: Arquivo Próprio.

FIGURA 3 - RECORTE DO ROTEIRO N° 17.

Técnica

A um frasco de erlenmeyer ou balão adicionar 3,0g (22,2 mmol) de acetanilida e 5 ml de ácido sulfúrico concentrado. Resfriar a mistura até 2°C em banho de gelo.

Preparar uma solução nitrante: misturar 2ml de ácido nítrico + 5ml de ácido sulfúrico (cuidado contato com a pele).

Adicionar a solução nitrante lentamente e em pequenas proporções (~0,5ml) sobre a mistura de acetanilida e ácido sulfúrico descrita acima, mantendo a temperatura reacional abaixo de 10°C . O tempo de adição deve variar entre 5 a 10 min.

Deixar em repouso por 10 min. Adicionar 20ml de água e gelo. Neste momento ocorre a formação de uma suspensão de isômeros nitrados (orto e para-nitro derivados).

Filtrar em funil de Büchner o sólido formado, lavar com pequena proporção de água gelada.

FONTE: Arquivo Próprio.

Importa ressaltar, ainda, que poucos roteiros possuíam um conjunto de questões norteadoras, que pudessem contribuir para a compreensão dos estudantes sobre o propósito da prática em questão. Dois exemplos que sinalizam questões e

espaços que auxiliavam os alunos a refletirem sobre os procedimentos e os fenômenos observados estão presentes nos anexos 9 e 15 e mostrados nas figuras 4 e 5:

FIGURA 4 – QUESTÕES APRESENTADAS PELO ROTEIRO N° 8.

O aquecimento deslocou o equilíbrio para _____ o que foi observado pela coloração _____ proveniente dos íons _____. O resfriamento deslocou o equilíbrio para _____ o que foi observado pela coloração _____ proveniente dos íons _____. Isto comprova que a reação é _____ (endotérmica ou exotérmica).

FONTE: Arquivo Próprio.

FIGURA 5 – QUESTÕES APRESENTADAS PELO ROTEIRO N° 14.

- Extraia com HCl 10% (3x) usando porções de 30 mL. Combine as frações aquosas e neutralize com NaOH (conc.). Recupere o precipitado por filtração a vácuo. Qual o composto isolado?
- Extraia com NaHCO₃ 10% (3x) usando porções de 30 mL. Combine as frações aquosas e neutralizar, vagarosamente, com HCl concentrado e com agitação branda. Recupere o precipitado por filtração a vácuo. Que composto foi extraído?
- Extraia com NaOH 10% (3x), com porções de 30 mL. Combine as frações aquosas, neutralize com HCl concentrado. Recupere o precipitado por filtração a vácuo. Que composto foi extraído agora?

FONTE: Arquivo Próprio.

NOTA: *Os espaços destacados foram demarcados pela autora.

Ao indagar sobre o papel proposto para o estudante na prática experimental (executar passos, registrar dados, montar equipamentos, analisar dados, entre outros) identificou-se que, na maioria dos roteiros, este papel é o de seguir passos, registrar e analisar dados obtidos, além de operacionalizar matematicamente. Segundo Hodson (1998) e Bassoli (2014), trata-se de uma situação que restringe a capacidade de reflexão e de tomada de decisão dos alunos. Frequentemente, os roteiros sugerem aos estudantes uma atividade fechada, instrumental, sem grandes aberturas para reflexões e/ou deliberações. Como já discutiu, contudo, a atividade e a ação dos estudantes são elementos cruciais para que a experimentação cumpra seu devido papel epistemológico e pedagógico. Nesse sentido, Suart e Marcondes (2009, p. 51) defendem que os alunos são capazes “de elaborar hipóteses, testá-las e discuti-las, aprendendo sobre os fenômenos estudados e os conceitos que os

explicam”, privilegiando “o desenvolvimento de habilidades cognitivas e o raciocínio lógico”, aproximando-se do que se tem proposto com as abordagens investigativas.

De acordo com Borges (2002, p. 303),

[...] o trabalho no laboratório pode ser organizado de diversas maneiras, desde demonstrações até atividades prático-experimentais dirigidas diretamente pelo professor ou indiretamente, através de um roteiro. Todas podem ser úteis, dependendo dos objetivos que o professor pretende com a realização das atividades propostas. (BORGES, 2002, p.303).

Sendo assim, Hodson (1998) ensina que não são somente as diversas maneiras de se desenvolver um trabalho experimental que importam, mas, que existe também a necessidade de os professores estarem dispostos a ceder tempo e a correr riscos durante todo o processo. Afinal, os alunos podem adotar, até mesmo, estratégias experimentais diversas, talvez até ineficientes ou potencialmente perigosas.

3.2 OBJETIVOS DOS ROTEIROS EXPERIMENTAIS.

Autores como Borges (1997) e Trindade et al. (2017) apontam que a maioria dos experimentos desenvolvidos em sala de aula não apresentam objetivos explícitos para auxiliar o aluno a compreender a prática e seu intuito. No que se refere aos documentos analisados no âmbito desta pesquisa, embora seis roteiros confirmem esta situação, na maior parte, em 11 deles, os objetivos estão descritos de forma clara e aparecem em destaque no início de cada atividade - conforme ilustrado pelas figuras 6, 7 e 8:

FIGURA 6 – OBJETIVOS EXPLÍCITOS NO ROTEIRO EXPERIMENTAL N° 4.

- Objetivos:**
- Aprender a técnica de titulação;
 - Determinar a concentração real das soluções de ácido e base fortes.

FONTE: Arquivo Próprio.

FIGURA 7 - OBJETIVOS EXPLÍCITOS NO ROTEIRO EXPERIMENTAL N° 9

- Objetivos:**
- Revisar os conceitos de ácidos e bases;
 - Determinar a concentração de íons hidrogênio $[H_3O^+]$ por diferentes métodos;
 - Determinar a constante de equilíbrio ácido (K_a) de um ácido fraco.

FONTE: Arquivo Próprio.

FIGURA 8 - OBJETIVOS EXPLÍCITOS NO ROTEIRO EXPERIMENTAL N° 13

OBJETIVOS:

Esta prática tem como objetivo a identificação e confirmação de grupos funcionais de ácidos carboxílicos, fenóis e aminas através de reações químicas.

FONTE: Arquivo Próprio.

Apesar de estarem explícitos, os objetivos possuem como foco a dimensão conceitual e procedimental, isto é, com o saber e o fazer, de modo a atingir um resultado específico esperado. É importante considerar que a função pedagógica e epistemológica dos roteiros não deve se limitar a isso, havendo outros aspectos procedimentais (como a elaboração de hipóteses) e atitudinais (como postura cética ou rigorosa) importantes.

Importa considerar que, em alguns roteiros nos quais não há declaração de objetivos, existe um texto introdutório situando a prática. Trindade (2017, p.7) salienta que “é fundamental que as atividades experimentais tenham planejamento e clareza de objetivos para auxiliar no processo de ensino e aprendizagem.” No exemplo da figura 9, abaixo, porém, o formato e a linguagem apontam diretamente para o domínio teórico do experimento, sem considerar nem mesmo elementos de contextualização do tema.

FIGURA 9 – TEXTO INTRODUTÓRIO DO ROTEIRO N°14.

ISOLAMENTO E PURIFICAÇÃO DE COMPOSTOS ORGÂNICOS COM SOLVENTES

Neste experimento será separada uma mistura de quatro compostos orgânicos: naftaleno, β -naftol, ácido benzóico e *p*-nitroanilina, usando solventes reativos. A *p*-nitroanilina pode ser removida da fase etérea por extração, com uma solução aquosa de ácido clorídrico, a qual converte a base no seu respectivo sal. O ácido benzóico poderá ser extraído da fase etérea com adição de solução aquosa de bicarbonato de sódio. O β -naftol, por ser menos ácido que o ácido benzóico, poderá ser extraído com solução aquosa de hidróxido de sódio.

FONTE: Arquivo Próprio.

Estando os objetivos pouco claros, ou mesmo implícitos, torna-se mais distante a compreensão dos estudantes sobre a importância da prática experimental. Além disso, permanecendo objetivos de natureza estritamente técnica, atividade pode se tornar mais facilmente uma rotina protocolar, burocrática, do que uma

experiência rica de aprendizagem. A clareza, explicitação e enriquecimento dos objetivos são cruciais para que a prática experimental seja efetiva em facilitar a aprendizagem, indo além da verificação de fatos e comprovação de leis científicas. Assim, mais do que considerar os recursos disponíveis, professores deveriam considerar, inclusive, as ideias prévias dos estudantes sobre o assunto em estudo (BORGES, 1997).

3.3 REQUISITOS TEÓRICOS PARA O DESENVOLVIMENTO DO EXPERIMENTO.

Segundo Hodson (1998, p. 6) “o trabalho experimental não pode existir independentemente de qualquer teoria; no mínimo, ele depende de teorias de observação e instrumentação”. Ou seja, a teoria e a prática não são independentes, pelo contrário, os experimentos auxiliam a construção da teoria; e a teoria proporciona o entendimento dos conceitos envolvidos no processo experimental. Sendo assim, o roteiro experimental pode ser aplicado antes do estudo teórico ou durante o desenvolvimento dos conceitos envolvidos na prática.

Entre os roteiros analisados, no que se refere ao momento em que são desenvolvidos, a maioria apresenta características de aplicação após o estudo teórico. O roteiro N° 9 (FIGURA 10) é exemplar:

FIGURA 10 – RECORTE DO ROTEIRO N° 9.

Objetivos:

- Revisar os conceitos de ácidos e bases;
- Determinar a concentração de íons hidrogênio [H_3O^+] por diferentes métodos;
- Determinar a constante de equilíbrio ácido (K_a) de um ácido fraco.

FONTE: Arquivo Próprio.

Um dos objetivos da prática é, justamente, o de revisar conceitos. Ou seja, os conceitos já foram desenvolvidos teoricamente e o experimento seria uma forma ou oportunidade de validá-los e/ou reforçá-los.

Em contrapartida, a maior parte dos roteiros sugere como viável que os estudantes desenvolvam o experimento sem requisitos teóricos do conteúdo, o que permitiria inferir que os experimentos configuram uma vivência formativa de ordem mais técnica que epistemológica. Autores como Hodson (1998) e Borges (2002) salientam, porém, que a prática experimental deveria se ocupar também do

desenvolvimento teórico dos conceitos envolvidos, de forma a encorajar os alunos a considerarem a teoria e o experimento como tendo um relacionamento interativo, complementar um do outro.

Também em relação aos conceitos e os processos desenvolvidos durante os experimentos, buscou-se identificar como, possivelmente, são considerados os erros e equívocos (inviabilizam; exigem reiniciar; estimulam vias alternativas; são registrados como resultados). Contudo, em nenhum dos roteiros analisados se pôde constatar a existência de um momento, espaço ou consideração de possíveis e previsíveis erros (teóricos ou procedimentais). Para Borges (2002, p.299), é de suma importância levar em consideração os erros durante o processo, pois se o aluno

não obtém a resposta esperada, fica desconcertado com seu erro, mas, se percebe que o 'erro' pode afetar suas notas, ele intencionalmente 'corrige' suas observações e dados para obter a 'resposta correta', e as atividades experimentais passam a ter o caráter de um jogo viciado (BORGES, 2002, p. 299).

Dito de outro modo, os erros poderiam e deveriam fazer parte do roteiro experimental, prevendo teorizações e procedimentos equivocados pelos estudantes, e que gerassem a necessidade de reconhecimento, aprofundamento, revisão, correção e, conseqüentemente, aprendizagem (BARRADAS, 2018).

3.4 VÍNCULO COM A PRÁTICA SOCIAL OU O COTIDIANO DOS ESTUDANTES.

Um dos elementos da prática experimental que dialoga com a motivação e o interesse dos estudantes, certamente, é a relação dessas atividades com fenômenos vivenciados em seu cotidiano. Para Araújo e Abib (2003), essas situações são fundamentais para valorizar as concepções espontâneas dos alunos, dando mais significado ao experimento realizado.

Porém, ao indagar os roteiros, se os mesmos estabelecem vínculos com a prática social ou o cotidiano dos alunos (por meio de contextualização, apresentação de exemplos, estabelecimento de analogias), mais da metade dos roteiros não fazem nenhum tipo de relação com a vivência do aluno. Somente dois roteiros ressaltam alguns efeitos ou aplicações do procedimento experimental na vida cotidiana: o roteiro N° 11 (FIGURA 11), por exemplo, que aborda a solubilidade de compostos orgânicos, descreve os riscos à saúde pela ingestão ou contato com produtos químicos utilizados na prática, embora, não mencione fontes, origens ou aplicações cotidianas desses produtos. Já o roteiro N° 9 (FIGURA 12), apesar de

não haver discussões e exemplos no cotidiano dos alunos, apresenta aplicações industriais e na natureza.

FIGURA 11 – EXEMPLO DE EFEITOS CAUSADOS PELOS REAGENTES UTILIZADOS NO ROTEIRO EXPERIMENTAL N° 11.

- Ácido Sulfúrico

Em contato com a pele pode originar ulcerações e destruição dos tecidos; em contato com os olhos produz lesões graves na córnea e cegueira. Os vapores provocam irritação das mucosas do nariz, olhos, garganta, edemas agudos nos pulmões, laringe e possível morte.

Corrosão nos dentes é observada frequentemente.

Por ingestão acidental, provoca graves queimaduras nas mucosas da boca, garganta, esôfago, estômago, perfurações digestivas, diarreia e morte.

- Ácido Fosfórico

Geralmente é usado em solução aquosa.

Corrosivo para pele, olhos e mucosas. Libera vapores tóxicos com aquecimento.

FONTE: Arquivo Próprio.

FIGURA 12 – EXEMPLO DE APLICAÇÃO DE ELEMENTOS PRESENTES NO ROTEIRO EXPERIMENTAL N° 9.

Os íons H_3O^+ e OH^- estão presentes em muitas reações importantes tanto no meio ambiente natural como industrial. São catalisadores de muitas reações, aumentando a velocidade da reação; regulam o desenvolvimento de microrganismos, fungos e bactérias; em águas, a acidez excessiva provocada pela chuva ácida pode levar a mortalidade de peixes e de modo geral interferir na biota local.

FONTE: Arquivo Próprio.

Neste ponto, deve-se considerar a defesa de Veiga e Costa (2017) de que a prática experimental envolva aspectos sociais que o possibilite na compreensão do experimento proposto da maneira mais ampla possível, comprovando as hipóteses que os alunos geram por meio dos conhecimentos teóricos, os mantendo comprometidos com sua aprendizagem. De acordo com Araújo e Abib (2003) e Giordan (1999) atividades que envolvem práticas sociais e vínculos com a realidade do aluno em seu cotidiano, favorecem o aprendizado de conceitos novos na qual os mesmos irão criar suas próprias concepções acerca de diversos fenômenos. Assim, “acredita-se que atividades relacionadas com aspectos do cotidiano apresentam uma significativa importância, uma vez que os conceitos relacionados com os

fenômenos abordados podem ser analisados segundo as conceituações científicas” (ARAÚJO; ABIB, 2003, p. 190).

3.5 DIÁLOGO E INTERAÇÃO DE PROFESSORES E ALUNOS DURANTE O PROCESSO EXPERIMENTAL.

Segundo Araújo e Abib (2003), uma vez que se faz uso de roteiros fechados, com menores possibilidades de intervenção e/ou modificações por parte dos alunos e professores durante o processo experimental, se distancia ainda mais de uma perspectiva experimental investigativa. Assim, além de aspectos teóricos e procedimentos, buscou-se compreender também as interações e relações pedagógicas estabelecidas durante os processos experimentais. Para isso, buscou-se identificar se os roteiros pressupunham espaços/tempos de mediação pelo professor e interação entre este e os estudantes; se pressupunham espaços/tempos destinados ao diálogo e/ou interação entre os estudantes e se havia demanda por trabalho coletivo, em grupos. Entretanto, nenhum dos roteiros possibilitou identificar respostas a esses questionamentos.

Neste ponto, vale ressaltar que os acontecimentos em sala de aula são os alicerces para uma interpretação da possível mediação e interação entre os estudantes e professores. No espaço deste trabalho foram analisados apenas os roteiros e esses elementos de interação não aparecem formalizados nos documentos. Tem-se a consciência de que para uma visão mais ampliada das tendências sobre a experimentação, seria necessário acompanhar e observar as aulas práticas das referidas disciplinas. Porém, dado o tempo e as limitações de relacionadas a carga horária, escolheu-se, por ora, analisar os roteiros experimentais utilizados. Também tem-se a consciência tanto epistemológica e pedagógica de que a mediação que o professor faz e as interações que irão acontecer durante o processo experimental podem transformar a proposta didática que os roteiros estabelecem, isto é, o roteiro pode ser tradicional e a aula investigativa, a depender se o professor vai honrar ou não aquilo que o roteiro estabelece.

Em relação a demanda de trabalho em grupo, nenhum dos roteiros analisados continha espaços explícitos da necessidade ou sugestão da elaboração de experimentos nesse formato. Apesar disso, tradicionalmente, o trabalho em grupo

nas aulas experimentais é desenvolvido mais com a intenção de atender questões operacionais do que prioritariamente pedagógicas. Entretanto, este trabalho coletivo, de acordo com as leituras e a base teórica deste trabalho, sinaliza uma proposta de atividades investigativas e que contribui para a interação entre os alunos. Então, as intervenções de natureza pedagógica e didática, neste sentido, ficam por conta do trabalho do professor durante o prática experimental.

Pode-se cogitar que a não declaração ou consideração de processos de interação e mediação nos roteiros sugira, novamente, uma abordagem de ordem mais técnica e procedimental do que intelectual e criativa. Autores como Araújo e Abib (2003), Borges (2002) e Bassoli (2014), defendem que uma perspectiva mais investigativa e aberta, nos roteiros reivindicará, inevitavelmente, a consideração de momentos e formas de interação aluno-aluno e professor-aluno e o planejamento desses momentos de mediação.

Segundo Borges (2002), essas intervenções e mediações deveriam ser adotadas na formação de professores, pois “os licenciandos precisam exercitar o planejamento, a preparação e a execução de atividades mais abertas, se desejamos que eles venham a adotá-las em suas aulas no futuro” (BORGES, 2002, p. 307).

3.6 APLICAÇÃO DO ROTEIRO EXPERIMENTAL NA EDUCAÇÃO BÁSICA.

O ensino de ciências, nesse caso considerando o de química, ainda enfrenta muitas dificuldades e insatisfações acerca da qualidade do processo de ensino e aprendizagem dos alunos, isso, portanto, sugere que o sistema escolar deve ser continuamente repensado e analisado para fazer com que este cenário mude. Na experimentação, por exemplo, segundo Borges (2002) é preciso encontrar novas maneiras de usar as atividades prático-experimentais, sendo elas mais criativas e eficientemente e com propósitos bem definidos.

Em um curso de formação inicial docente, por exemplo, não é coerente desvincular a formatação disciplinar teórica, da área, com a formação de natureza pedagógica e/ou didática. As vivências dos estudantes em relação aos conteúdos dos cursos irão, certamente, delinear a forma como os mesmos vêem, compreendem, legitimam e desenvolvem o ensino da área. Assim, este trabalho se ocupou a investigar as tendências do ensino experimental presentes nos roteiros, buscando-se identificar se os conteúdos e as propostas experimentais abordados

nos roteiros seriam cabíveis na educação básica. Para tanto, utilizou-se como parâmetro para saber se esses conteúdos são abordados nesse nível de ensino, as Diretrizes Curriculares Educacionais do Paraná (DCE) (PARANÁ, 2008).

Em análise, somente dois roteiros experimentais não seriam possíveis de serem desenvolvidos na educação básica, por se tratarem de conteúdos vistos somente a nível de graduação e que necessitam de um aprofundamento maior para serem compreendidos, por exemplo, a síntese e purificação da acetanilida e padronização de soluções. Todos os outros roteiros mostraram-se cabíveis e de possível aplicação para o ensino médio, pois os conceitos envolvidos nos experimentos, são abordados e desenvolvidos neste nível de ensino, como equilíbrio químico, ácido e base, funções orgânicas, termoquímica, reações químicas, entre outros. Vale ressaltar que apesar da possível aplicação desses roteiros, os mesmos precisariam ser adaptados ou até mesmo modificados para o seu desenvolvimento.

Neste sentido, Trindade et. al. (2017, p.6) defende a “busca por experimentos que utilizam de materiais alternativos que viabilizem as práticas experimentais, já que muitas escolas não possuem reagentes e vidrarias, tendo seus laboratórios sucateados”. Ou seja, por meio desses materiais e de roteiros adaptados a essa realidade, pode-se incentivar os alunos a desenvolverem a experimentação fora do ambiente escolar, envolvendo as pessoas do seu cotidiano também no seu processo de aprendizagem.

4 CONCLUSÕES

Os resultados dessa pesquisa mostram que os roteiros, em sua maioria, não declaram explicitamente seus objetivos e, quando o fazem, quase sempre se restringem à dimensão conceitual e procedimental-técnica; que as atividades experimentais são aplicadas após o desenvolvimento teórico dos conceitos envolvidos; que os roteiros definem sequências de passos a serem seguidos, com pouca flexibilidade e autonomia para o aluno; que são raros os espaços sugerindo momentos de interação pedagógica planejada (professor-aluno e aluno-aluno); bem como, a carência de vínculos dos experimentos e seus conteúdos com prática social e o cotidiano dos estudantes. Tais características aproximam essa coletânea de documentos de planejamento pedagógico e didático de uma perspectiva tradicional conforme sugerem os referenciais que versam sobre a experimentação no ensino. Desse modo, há, realmente, uma distância entre o que a área de ensino da Química tem defendido como sendo importante para a formação docente: a adoção de perspectivas experimentais investigativas, abertas e focadas no fazer e pensar dos estudantes.

Importa ressaltar, contudo, que em relação à aplicação desses roteiros na educação básica, mais da metade sinalizaram ser possível a transposição, visto que há articulação entre os conteúdos abordados. Isso nos remete à reflexão sobre a importância de que os futuros/as professores/as tomem contato com as proposições mais atuais sobre o ensino, entre as quais, as abordagens experimentais investigativas, não apenas nas disciplinas pedagógicas. Na medida em que o núcleo básico, no qual os/as licenciandos/as desenvolvem repertório teórico da área de origem, incorporem tal preocupação, a formação docente amplia seu sentido e vincula, mais claramente, os saberes disciplinares e os pedagógicos/didáticos. Dito de outra forma, dever-se-ia evitar o estabelecimento de um conflito entre a vivência da experimentação na perspectiva tradicional, nas disciplinas específicas, e sua problematização e questionamento, nas disciplinas de prática e estágio, por exemplo. Embora a superação dessa fragmentação mobilize muitos fatores, como a identidade dos docentes formadores de professores, sua consideração favoreceria que licenciandos/as vivenciassem a aprendizagem de sua área mediante as perspectivas mais atuais para o ensino desses conhecimentos, sobretudo na educação básica.

Deve-se ressaltar que abordagem de atividades experimentais configura uma importante estratégia para promover o processo de ensino-aprendizagem da Química, de modo que é fundamental que os futuros professores possuam conhecimentos sobre as potencialidades e limitações desse recurso no ensino, sabendo planejar e conduzir tais atividades experimentais em diferentes contextos de nossa realidade educativa (NOVAIS, 2018). Sabidamente, a educação básica e o ensino de ciências precisam lidar com a “diversidade de contextos, sujeitos e problemas sociais, exigem do professor a capacidade de inovar a sua prática, solucionar os problemas que se impõem e tomar decisões fundamentadas” (NOVAIS, 2018, p.24). Assim, e de acordo com Carvalho e Gil- Pérez (2011), diante da complexidade da prática educativa, as propostas de formação de professores de Química devem pressupor a abordagem de temas transversais ao ensino da área, como a utilização de atividades experimentais, a contextualização, a interdisciplinaridade, subsidiando ações inovadoras na sala de aula e que ajudem o futuro professor a superar a transmissão mecânica dos conteúdos curriculares.

Neste ponto, considerando a vivência formativa de desenvolvimento dessa pesquisa, bem como as reflexões dela derivadas, vislumbra-se, futuramente, a possibilidade de ampliar o escopo de investigação. A compreensão mais ampla desse fenômeno educativo poderia ser potencializada, por exemplo, por observações em sala de aula e entrevistas e/ou grupos focais com professores e alunos. Considera-se, assim, que os resultados de pesquisa se encontram limitados ao que revela o planejamento e não deve ser, sem parcimônia, extrapolado para os acontecimentos de sala sem que haja cotejo com as percepções dos atores do processo de ensino e aprendizagem.

Não obstante, esta pesquisa defende que a reflexão sobre a formação de professores nas licenciaturas em ciências pautada, como prioridade, as possíveis distâncias entre as vivências de aprendizagem que oferecem aos seus estudantes e as tendências de ensino que sugerem que estes/as adotem futuramente.

REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS

- AGOSTINI, V. W.; DELIZOICOV, N. C. A experimentação didática no ensino fundamental: impasses e desafios. **VII ENPEC**, 2009.
- ARAÚJO, M. S. T; ABIB, M. L. V. S. Atividades experimentais no ensino de física: diferentes enfoques, diferentes finalidades. *Revista Brasileira de Ensino de Física*, v. 25, n. 2, 2003.
- ARAÚJO, R. S.; VIANNA, D. M. A carência de professores de ciências e matemática na Educação Básica e a ampliação das vagas no Ensino Superior. *Ciência & Educação*, vol.17, no.4, Bauru, p. 807-822. 2011.
- BARRADAS, A. **Aproximações entre parâmetros, diretrizes e a experimentação no ensino de química: o que nos contam os livros didáticos de química do PNLD 2018**. 2018. Trabalho de Conclusão de Curso. Universidade Tecnológica Federal do Paraná.
- BASSOLI, F. Atividades práticas e o ensino-aprendizagem de ciência (s): mitos, tendências e distorções. **Ciência & Educação (Bauru)**, 2014.
- BRASIL, Lei de Diretrizes e B. Lei nº 9.394/96, de 20 de dezembro de 1996. Atualização 2017.
- BRASIL. MINISTÉRIO DA EDUCAÇÃO. Parâmetros Curriculares Nacionais: Ensino Médio. Brasília: MEC/SEF, 2000.
- BORGES, A. T. Novos rumos para o laboratório escolar de ciências. **Caderno Brasileiro de Ensino de Física**, v. 19, n. 3, p. 291-313, 2002.
- BORGES, A.T., O Papel do laboratório no ensino de Ciências. **IN:Atas do I ENPEC**, Águas de Lindóia S.P, novembro, 1997.
- BUENO, L. et al. O ensino de química por meio de atividades experimentais: a realidade do ensino nas escolas. **Universidade Estadual Paulista “Júlio de Mesquita Filho” Faculdade de Ciências e Tecnologia, Presidente Prudente**, 2008.
- CACHAPUZ, A. et. al. A necessária renovação do ensino das ciências. São Paulo: Cortez, 2005.
- CARDOSO, S. P.; COLINVAUX, D. Explorando a motivação para estudar química. **Química Nova**, v. 23, n. 3, p. 401-404, 2000.
- CARVALHO, A. M. P.; GIL-PÉREZ, D. Formação de professores de ciências: tendências e inovação. 10 ed. São Paulo: Editora Cortez, 2011.
- CHASSOT, A. Alfabetização científica: uma possibilidade para a inclusão social. **Revista brasileira de educação**, v. 22, n. 1, p. 89-100, 2003.

CORRÊA, R. G.; MARQUES, R. N. A formação inicial de professores de química sob o olhar dos coordenadores dos cursos. **Revista Ibero-Americana de Estudos em Educação**, v. 11, n. 25, p. 406-417, 2016.

CUSTODIO, C. M. S. **A formação inicial do professor e a função da escola-campo de estágio: desafios e possibilidades**. IX ANPED-SEMINÁRIO DE PESQUISA EM EDUCAÇÃO DA REGIÃO SUL, p. 1-16, 2012.

FARIAS, C. S.; BASAGLIA, A. M.; ZIMMERMANN, A. A importância das atividades experimentais no Ensino de Química. In: **1º Congresso Paranaense de Educação Em Química. Paraná**. 2009.

FILHO, J. P. A. Atividades experimentais: do método à prática construtivista. 2000.

FOUREZ, G. **Alfabetización científica y tecnológica: acerca de las finalidades de la enseñanza de las ciencias**. Ediciones Colihue SRL, 1997.

FREITAS, D.; VILLANI, A. Formação de professores de ciências: um desafio sem limites. **Investigações em Ensino de Ciências**, v. 7, n. 3, p. 215-230, 2002.

GALIAZZI, M. C. et al. Objetivos das atividades experimentais no ensino médio: a pesquisa coletiva como modo de formação de professores de ciências. **Ciência & Educação (Bauru)**, v. 7, n. 2, p. 249-263, 2001.

GARCIA, C. M. Formação de professores: para uma mudança educativa. **Porto: Porto Editora**, p. 17-30, 1999. Disponível em: <<http://abenfisio.com.br/wp-content/uploads/2016/06/Formacao-de-professores-para-uma-mudan%C3%A7a-educativa.pdf>>. Acesso em: 19 abr. 2019.

GATTI, B. A. Formação de professores no Brasil: características e problemas. **Educação & Sociedade**, v. 31, n. 113, 2010.

GIORDAN, M. O papel da experimentação no ensino de ciências. **Química nova na escola**, v. 10, n. 10, p. 43-49, 1999.

HODSON, D. Experimentos na ciência e no ensino de ciências. **Educational philosophy and theory**, v. 20, n. 2, p. 53-66, 1988.

JESUS, W. S.; ARAUJO, R. S.; VIANNA, D. M. Formação de Professores de Química: a realidade dos cursos de Licenciatura segundo os dados estatísticos. 2014.

KRASILCHIK, M. Reformas e realidade: o caso do ensino das ciências. **São Paulo em perspectiva**, v. 14, n. 1, p. 85-93, 2000.

LEÃO, D. M. M. Paradigmas contemporâneos de educação: escola tradicional e escola construtivista. **Cadernos de pesquisa**, v. 107, p. 187-206, 1999. Disponível em: <<http://www.scielo.br/pdf/cp/n107/n107a08.pdf>>. Acesso em: 06 mar. 2019.

LONARDONI, M. C.; CARVALHO, M. Alfabetização Científica e a formação do cidadão. 2012.

MALDANER, O. A. A pesquisa como perspectiva de formação continuada do professor de química. **Química Nova**, v. 22, n. 2, p. 289-292, 1999.

MARANDINO, M. Tendências teóricas e metodológicas no Ensino de Ciências. **São Paulo, USP**, 2002.

MARCO, B. La Alfabetización Científica. In: PERALES, F. e CANAL, P. (Orgs.). *Didáctica de las Ciencias Experimentales*. Alcoy: Marfil, 2000. p. 141-164.

MELLO, C. C.; BARBOZA, L. M. V. Investigando a experimentação de química no ensino médio. 2009.

MERÇON, F. A experimentação no ensino de química. **Anais do IV Encontro Nacional de Pesquisa em Educação em Ciências (ENPEC)**, Bauru, SP, p. 25-29, 2003.

MOREIRA, M. A. Metodologias de pesquisa em ensino. São Paulo: Editora Livraria da Física. 2011.

MOSLEY, M.; LYNCH, J. Uma história da ciência. **Tradução Ivan Weisz Kuck. São Paulo: Zahar**, 2011.

NASCIMENTO, F.; FERNANDES, H.; MENDONÇA, V. M. O ensino de ciências no Brasil: história, formação de professores e desafios atuais. **Revista histedbr online**, v. 10, n. 39, p. 225-249, 2010. Disponível em: <<https://periodicos.sbu.unicamp.br/ojs/index.php/histedbr/article/view/8639728/7295>>. Acesso em: 10 jan. 2019.

NOVAIS, R. M. Experimentação no ensino de Química: analisando reflexões de licenciandos durante uma disciplina de prática de ensino. **Educação Química em Punto de Vista**, v. 2, n. 2, 2018.

NÓVOA, A. Formação de professores e profissão docente. In: NÓVOA, A. *Os professores e a sua formação*. Lisboa: Publicações Dom Quixote. 1992.

PARANÁ. **Diretrizes Curriculares da Educação Básica: Química**. Curitiba: Seed/PR, 2008.

PEREIRA, B. B. Experimentação no ensino de ciências e o papel do professor na construção do conhecimento. **Cadernos da FUCAMP**, v. 9, n. 11, 2010.

SÁ, C. S. S.; SANTOS, W. L. P. Licenciatura em Química: carência de professores, condições de trabalho e motivação pela carreira docente. **Anais.... viii Enpeq**, 2011.

SANTOS, W. L. P. A Química e a formação para a cidadania. **Educación química**, v. 22, n. 4, p. 300-305, 2011.

SASSERON, L. H. Alfabetização científica, ensino por investigação e argumentação: relações entre ciências da natureza e escola. **Ensaio Pesquisa em Educação em Ciências (Belo Horizonte)**, v. 17, n. spe, p. 49-67, 2015.

SEIXAS, R. H. M.; CALABRÓ, L.; SOUSA, D. O. **A Formação de professores e os desafios de ensinar Ciências**. Revista Thema, v. 14, n. 1, p. 289-303, 2017.

SILVA, M. P. A. N. **Análise de atividades experimentais em livros didáticos de química do PNLD 2012 para o conteúdo de funções inorgânicas**. Trabalho de

conclusão de curso. Universidade Estadual da Paraíba – Licenciatura em Química. Campina Grande – PB. 2016.

SILVA, M. T.; ROCHA, A. M. **Políticas de formação e gestão pedagógica: o desafio da simetria invertida.** Regae-Revista de Gestão e Avaliação Educacional, v. 5, n. 10, p. 21-36, 2016.

SILVA, V. G. **A importância da experimentação no ensino de química e ciências.** 2016. 42 f. TCC (Graduação) - Curso de Licenciatura em Química, Unesp, Bauru, 2016.

SUART, R. C.; MARCONDES, M. E. R. A manifestação de habilidades cognitivas em atividades experimentais investigativas no ensino médio de química. **Ciências & Cognição**, v. 14, n. 1, p. pp. 50-74, 2009.

TRINDADE, S. S. et al. **Análise de Atividades Experimentais Presentes em Livros Didáticos de Ciências da Natureza o 9º Ano do Ensino Fundamental.** 37º Encontro de Debates sobre o Ensino de Química. 2017.

VALÉRIO, M. Ações de divulgação científica na Universidade Federal de Santa Catarina: extensão como compromisso social com a educação em ciência e tecnologia. 2006. (Dissertação de mestrado)

VEIGA, E. L. S; COSTA, E. Análise de roteiros experimentais de Química presentes nos livros didáticos aprovados pelo Programa Nacional do Livro Didático-triênio 2015-2017. **Ensino & Pesquisa**, 2017.

VIEIRA, S. Como elaborar questionários. São Paulo: Atlas. 2009.

ZÔMPERO, A. F.; LABURÚ, C. E. Atividades investigativas no ensino de ciências: aspectos históricos e diferentes abordagens. **Ensaio Pesquisa em Educação em Ciências**, v. 13, n. 3, p. 67-80, 2011.

APÊNDICE 1 – INSTRUMENTO DE ANÁLISE

1	Em que momento o experimento está proposto (antes, durante ou depois do estudo teórico do conteúdo em questão)?
2	Os objetivos do roteiro estão declarados? Qual a intencionalidade da prática experimental proposta (descrever, demonstrar, ilustrar, comprovar, verificar, sintetizar, aplicar, explorar, analisar, criar)?
3	Como está formatado o roteiro (sequência de passos, conjunto de questões, etc.)?
4	Qual o papel proposto para o estudante na prática experimental em questão (executar os passos, registrar dados, montar equipamentos, analisar dados, inferir/deduzir resultados, criar novo experimento)?
5	O roteiro pressupõe espaços/tempos de mediação pelo professor e interação entre este e os estudantes? (em que momento eu poderia observar isso?)
6	É possível que os estudantes desenvolvam o experimento sem requisitos teóricos do conteúdo (aplicação técnica do roteiro)?
7	O roteiro pressupõe espaços/tempos destinados ao diálogo e/ou interação entre os estudantes?
8	Há demanda por trabalho coletivo, em grupos? Quando em grupo, todos vivenciam a prática experimental na íntegra ou há possibilidade de segmentação de tarefas?
9	Está explícito no roteiro se há abertura para que os estudantes criem caminhos alternativos até a conclusão do experimento (propõe interpretações, reflexões; estimula deliberações)?
10	O roteiro estabelece vínculos com a prática social ou o cotidiano dos estudantes (por meio de contextualização, apresentação de exemplos, estabelecimento de analogias)?
11	Como, possivelmente, são considerados os erros e equívocos durante o experimento (inviabilizam; exigem reiniciar; estimulam vias alternativas; são registrados como resultados)?
12	O conteúdo e a proposta experimental seriam cabíveis na educação básica (há paralelos em livros didáticos, por exemplo)?

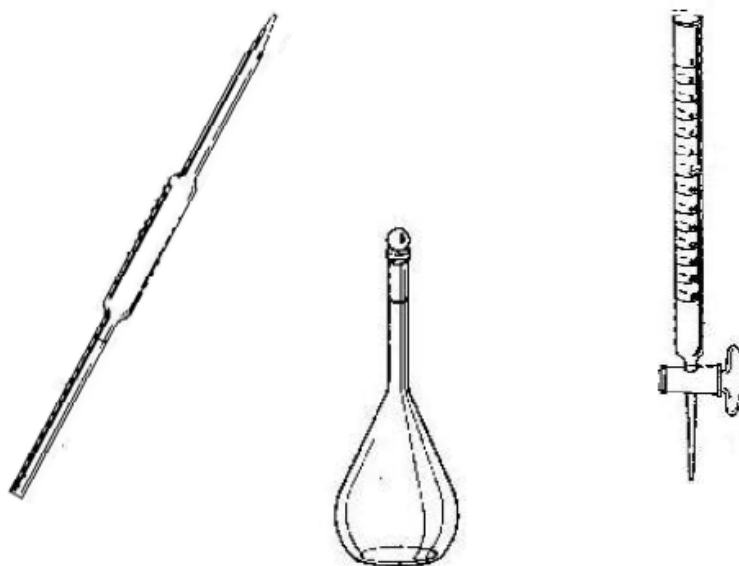
ANEXO 1 – ROTEIRO EXPERIMENTAL Nº 1



Universidade Federal do Paraná - UFPR Campus Avançado de Jandaia do Sul

Disciplina de Química I Experimental

Unidade 3: Calibração de instrumentos volumétricos



Objetivos:

- Conhecer os tipos de erros experimentais;
- Aprender a conferir a calibração de um instrumento de medida de volume;
- Conferir a calibração de balões volumétricos e pipetas.

1 – Conceitos fundamentais

1.1 Erros Experimentais

Em um laboratório as medidas realizadas sempre envolvem erros e incertezas. Há vários tipos de erros, que podem ser designados de sistemáticos, aleatórios ou grosseiros. Os erros do tipo **sistemáticos** (ou determinados) provocam o afastamento da média do valor verdadeiro. São eles:

A) *Erros instrumentais:*

Pipetas, buretas e frascos volumétricos podem conter ou dispensar quantidades diferentes daqueles definidos em suas graduações. Isto pode ser devido a:

- erros de calibração;
- temperatura de trabalho diferente da temperatura de calibração das vidrarias;
- falta de calibração de instrumentos eletrônicos.

B) *Erros de Métodos:*

Podem ocorrer devido a:

- reagente não ideal;
- instabilidade de algumas espécies químicas;
- reações lentas e/ou laterais;
- erro na análise volumétrica

C) *Erros Pessoais:*

Ocorrem quando o ensaio demanda julgamento pessoal. Por exemplo:

- estimativa do ponteiro entre duas divisões de uma escala;
- cor de uma solução.

Os erros do tipo **aleatórios** (ou indeterminados) são erros randômicos, que causam a dispersão dos resultados ao redor do valor central e os **erros grosseiros** são aqueles evitáveis e responsáveis por resultados absurdos ou discrepantes em relação ao valor central ou valor verdadeiro.

Tendo em vista as diversas fontes de erros associados aos experimentos, faz-se uso de algumas ferramentas que indicam a confiabilidade de um resultado calculado: o intervalo de confiança; o desvio padrão e os algarismos significativos.

1.2 Calibração de instrumentos volumétricos

A precisão de um instrumento mede a maior ou menor dispersão das medidas feitas em um instrumento ao redor do seu melhor valor (X), ou seja, a precisão reflete a proximidade dos resultados em relação aos demais, obtidos exatamente da mesma forma. Descreve a reprodutibilidade das medidas pelo desvio padrão, variância e Coeficiente de Variação.

A exatidão de um instrumento mede o quanto as medidas (X_i) ou o melhor valor (X) feitas com este instrumento, se afastam do verdadeiro valor da medida (μ), ou seja, a exatidão mede a proximidade de um valor medido em relação ao valor verdadeiro ou aceito. Expresso pelo erro absoluto ou relativo.

Desta forma, qualquer medida esta sujeita a erros e, esses erros sistemáticos podem originar-se de erros de instrumentos, de métodos ou pessoais. Uma das principais fontes de erros sistemáticos é a calibração de instrumentos. É necessário conferir se o instrumento em uso está corretamente calibrado ou aferido. Esta atividade é peculiar de cada tipo de instrumento e na química são usados muitos instrumentos aferidos, como

balança, termômetros e os instrumentos de medida de volume, tais como: balão volumétrico, pipetas, buretas, provetas e etc.

Para calibrar instrumentos de medida de volume, estes instrumentos se dividem em dois grupos: instrumentos aferidos de transferência total (apresentam apenas uma aferição referente à sua capacidade volumétrica numa dada temperatura) e instrumentos volumétricos graduados (apresentam formas cilíndricas de diâmetros variáveis com aferição ao longo do cilindro indicando o volume correspondente de cada parte do cilindro).

O fundamento da calibração de um instrumento está no fato de a água pura a 3,98 °C possuir densidade igual a 1,00 g/mL. Nessas condições e conhecendo-se a relação entre massa e volume estabelecida pela densidade ($\rho = (m / V) = 1,00 \therefore m = V$), na prática, pesa-se a água na temperatura e à pressão ambiente e depois se fazem as correções necessárias.

2 – Procedimento Experimental

2.1 – Experiência 1: Conferir a calibração de um balão volumétrico aferido para um volume de 100 mL.

a) Material

- Balão volumétrico de 100 mL de capacidade, calibrado a 20 °C, limpo e seco
- Balança analítica
- Um termômetro

b) Experimento

- Pesar o balão (limpo e seco) vazio.
- Registrar a massa do balão.
- Colocar no balão água destilada até o que o menisco da mesma no balão esteja no ponto ideal de leitura.
- Cuidar para não manusear o balão com mãos úmidas e sujas.
- Registrar a massa do balão + a água
- Registrar a temperatura da água do balão (°C)

c) Cálculos

- determinar a massa da água
- determinar o volume da água na temperatura de trabalho usando a Tabela 1 onde se encontram as densidades para cada temperatura.

2.2 – Experiência 2: Conferir a calibração de uma pipeta volumétrica aferida para um volume de 10 mL.

a) Material

- Uma pipeta volumétrica de transferência total aferida para 10 mL de capacidade, calibrada a 20 °C e limpa.
- Balança analítica
- Dois béqueres de 20 a 50 mL de capacidade, limpo e seco
- Um termômetro

b) Experimento

- Pesar o béquer (limpo e seco) vazio.
- Encher uma das pipetas por aspiração com água destilada até que o menisco do líquido alcance a marca de aferição.
- Transferir totalmente o líquido para o béquer já pesado anteriormente.
- Pesar o béquer + água
- Registrar a massa do béquer + água
- Registrar a temperatura da água do béquer ($^{\circ}\text{C}$)

c) Cálculos

- determinar a massa da água
- determinar o volume da água na temperatura de trabalho para pipeta usando a Tabela 1 onde se encontram os valores de densidades.

Tabela 1: densidade absoluta da água em função da temperatura

Em ($^{\circ}\text{C}$)	Temperatura									
	Em décimos de grau									
	0,0	0,1	0,2	0,3	0,4	0,5	0,6	0,7	0,8	0,9
10	0,999700	691	682	673	664	654	645	635	624	615
11	605	595	585	574	564	553	542	531	520	509
12	498	486	475	463	451	439	427	415	402	390
13	377	364	352	339	326	312	299	285	272	258
14	244	230	216	202	188	173	159	144	120	114
15	099	084	069	054	038	023	007	991	975	959
16	0,998943	926	910	893	877	860	843	826	809	792
17	774	757	739	722	704	686	668	650	632	613
18	595	576	558	539	520	501	482	463	444	424
19	405	385	365	345	325	305	285	265	244	224
20	203	183	162	141	120	099	078	056	035	013
21	0,997992	970	948	926	904	882	860	837	815	792
22	770	747	724	701	678	655	632	608	585	561
23	538	514	490	466	442	418	394	369	345	320
24	296	271	246	224	196	171	146	120	095	069
25	044	018	992	967	941	914	888	862	836	809
26	0,996783	756	929	703	676	649	621	594	567	540
27	512	485	457	429	401	373	345	311	289	261
28	232	204	175	147	118	089	060	031	002	973
29	0,995944	914	885	855	826	796	766	736	706	676
30	646	616	586	555	525	494	464	433	402	371

te: Handbook of Physical Chemistry.

ANEXO 2 – ROTEIRO EXPERIMENTAL N° 2



Universidade Federal do Paraná - UFPR Campus Avançado de Jandaia do Sul
Disciplina de Química I Experimental
Unidade 4: **Teste de Chama**

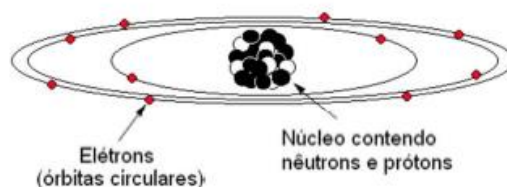


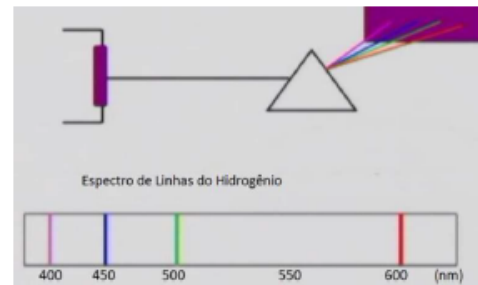
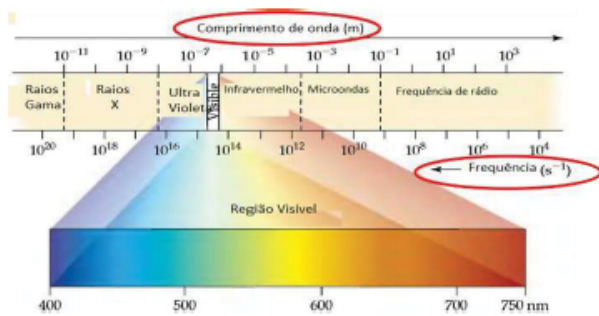
Conceitos abordados através da aula prática:

❖ O átomo de Bohr:

1. Somente são permitidas para os elétrons em um átomo órbitas com raios e energias definidas;
2. Um elétron em certa órbita tem certa energia específica e não poderá perder energia em seu movimento;
3. A energia só é emitida ou absorvida quando o elétron muda de um estado de energia para outro (muda de órbita).

❖ Espectro eletromagnético: espectro contínuo X espectro de linhas





❖ Emissão e absorção de radiação/energia pelos elétrons.

$$E = h \cdot \frac{c}{\lambda} \quad \text{onde: } h = 6,63 \times 10^{-34} \text{ J.s} \quad \text{e} \quad c = 3 \times 10^8 \text{ m/s}$$

Assim:

- No teste de chama, ao fornecer uma certa quantidade de energia (na forma de calor) a um determinado elemento químico elétrons da camada de valência absorvem esta energia passando para um nível de energia mais elevado: estado excitado. O estado excitado é um estado meta-estável (de curtíssima duração) e, portanto, o elétron retorna imediatamente ao seu estado fundamental;
- Ao retornar ao estado fundamental, o elétron libera a energia recebida na forma de radiação. Como a energia para excitar um elétron é quantizada e única para cada elemento, a radiação liberada terá um comprimento de onda característico;
- A radiação liberada por alguns elementos possui comprimento de onda na faixa do espectro visível, ou seja, o olho humano é capaz de detectá-las através de cores;
- A temperatura da chama do bico de Bunsen é suficiente para excitar uma quantidade de elétrons de certos elementos que emitem luz ao retornarem ao estado fundamental de cor e intensidade, que podem ser detectados com

considerável certeza e sensibilidade através da observação visual da chama. Porém, a quantidade de elementos detectáveis é pequena e existe uma dificuldade em detectar concentrações baixas de alguns elementos, enquanto que outros elementos produzem cores muito fortes que tendem a mascarar sinais mais fracos.

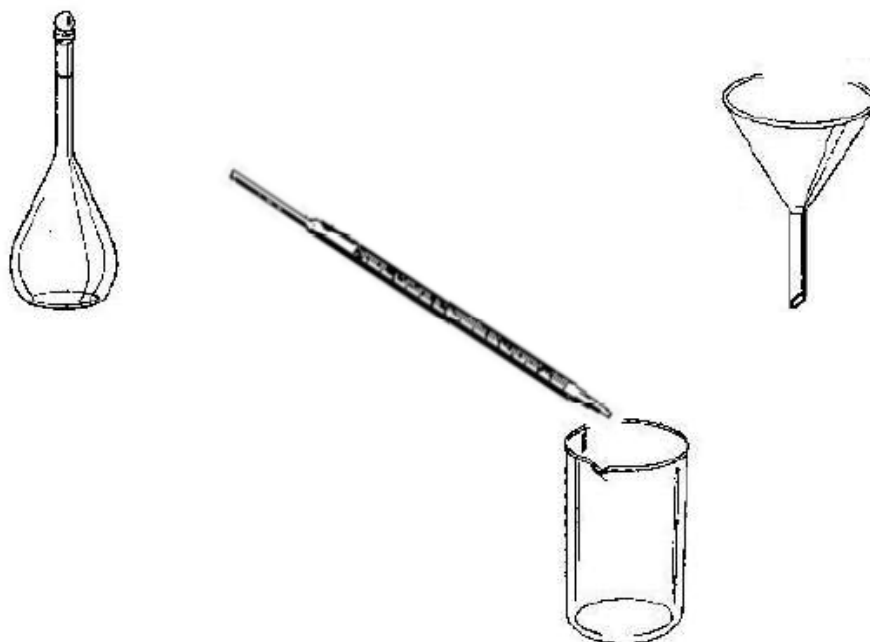
Procedimento Experimental

- Identificar os sais que serão utilizados, destacando o elemento metálico presente;
- Acender a chama do bico de Bunsen e calibrar a entrada de ar para obter uma chama azulada quase transparente;
- Limpar os fios metálicos que serão utilizados no experimento, mergulhando-os em solução de HCl concentrado, e em seguida, aquecendo-os em rubro na chama do bico de Bunsen. Esse processo deve ser repetido até que a chama do bico de Bunsen não altere sua coloração;
- Mergulhar o fio limpo no álcool gel e em seguida no sal devidamente disposto no vidro relógio. Ao levar a chama observar a coloração resultante;
- Anotar o resultado em uma tabela.

ANEXO 3 – ROTEIRO EXPERIMENTAL N° 3



Universidade Federal do Paraná - UFPR Campus Avançado de Jandaia do Sul
Disciplina de Química I Experimental
Unidade 5: Unidades de Concentração de Soluções



Objetivos:

- Aprender a preparar soluções com diferentes unidades de concentração;
- Preparar soluções com concentração expressa em mol.L^{-1} .

1 - Conceitos fundamentais

A maioria dos métodos de análise química passa pelo preparo de soluções. Portanto, é importante conhecer os diversos modos de expressar a concentração das soluções, fazer os cálculos necessários para o seu preparo e saber trabalhar adequadamente com os instrumentos/equipamentos envolvidos no preparo de uma solução: a balança analítica e as vidrarias volumétricas.

Uma solução é uma mistura homogênea com pelo menos um tipo de substância (soluto) dissolvida em outra (solvente), onde soluto é aquele que se encontra em menor quantidade e solvente é aquele que se encontra em maior quantidade.

Uma solução pode ser feita entre: um gás em gás; um gás em líquido; um líquido em líquido; um sólido em líquido; um sólido em sólido; um líquido em gás; líquido em sólido e sólido em gás.

Exemplo:

Ar (gás-gás); refrigerantes (gás CO_2 + líquido); água (gás O_2 + H_2O); sal de cozinha em água (sólido-líquido); aço - ferro + carbono (sólido-sólido); ouro 18 quilates: 18 partes de Au e 6 partes de Ag (sólido -sólido), etc.

Soluções podem ser classificadas sob diferentes parâmetros:

- Quanto à concentração:
 - a) Diluída: é quando se tem pouco soluto em relação ao solvente.
 - b) Concentrada: É quando se tem muito soluto em relação ao solvente.
- Quanto à saturação:
 - a) Insaturada: Contém menos soluto que o estabelecido pelo coeficiente de solubilidade.
 - b) Saturada: Contém quantidade de soluto igual ao estipulado pelo coeficiente de solubilidade.
 - b.1) Saturada sem corpo de fundo: sem deposição de soluto no fundo do recipiente.
 - b.2) Saturada com corpo de fundo: com deposição de soluto no fundo do recipiente.
 - c) Supersaturada: Contém quantidade de soluto superior ao estipulado pelo coeficiente de solubilidade.

2 - Algumas formas de expressar a concentração

2.1 Concentração em percentagem (%) de soluto na solução total

Utilizado quando a quantidade de soluto for relativamente grande (na ordem de percentagem do total) em relação ao total da solução. Em geral, pode ser expressa em termos de massa/massa (m.m^{-1}); volume/volume (v.v^{-1}) e massa/volume (m.v^{-1}).

A) Concentração em % (m.m^{-1})

Esta forma de expressar a concentração é dada por:

$$C (\% \text{m.m}^{-1}) = \left(\frac{\text{massa do soluto}}{\text{massa da solução}} \right) \times 100 \quad \rightarrow \quad C (\% \text{m.m}^{-1}) = \left(\frac{\text{massa do soluto}}{\text{massa do soluto} + \text{massa do solvente}} \right) \times 100$$

B) Concentração em % (v.v^{-1})

$$C(\%v.v^{-1}) = \left(\frac{\text{volumedo soluto}}{\text{volumeda solução}} \right) \times 100$$

C) Concentração em % (m.v⁻¹)

$$C(\%m.v^{-1}) = \left(\frac{\text{massado soluto}}{\text{volumeda solução}} \right) \times 100$$

2.2 Concentração em mol por litro (M)

O mol é a unidade SI para a quantidade de espécies químicas. Esta sempre associada com a fórmula química e representa o número de Avogadro ($6,022 \times 10^{23}$) de partículas representadas por aquela fórmula. A massa molar (M) de uma substância é a massa em gramas de 1 mol da substância. Massas molares são calculadas pela soma das massas atômicas de todas as espécies que estão contidas na fórmula química.

A concentração em mol/L é a razão do número de mols do soluto (n) pelo volume total da solução.

$$C(\text{mol.L}^{-1}) = \left(\frac{\text{Número de mols do soluto}}{\text{volume total da solução em litros}} \right) = \frac{n}{V_{(L)}}$$

$$\text{Como } n = \frac{\text{massa(g)}}{\text{massa molar (M)}} = \frac{m}{M} \Rightarrow C = \frac{m}{M.V} (\text{mol.L}^{-1})$$

Observação: Segundo Brown et al (Química: a Ciência Central, 2005), esta concentração é mais adequadamente chamada de "concentração em quantidade de matéria", excluindo-se os termos molaridade, concentração molar ou concentração em mol por litro. O autor afirma também que o termo "número de mol /moles" deve ser substituído por "quantidade de matéria". Assim:

$$\text{Concentração em quantidade de matéria} = \frac{\text{quantidade de matéria do soluto (mol)}}{\text{volume da solução (L)}}$$

2.3 Molalidade de uma solução

É a razão do número de mols do soluto (n) pela massa do solvente em quilogramas,

$$C(\text{mol.K}^{-1}_{(\text{solvente})}) = \left(\frac{\text{Número de mols do soluto}}{\text{massa do solvente em quilogramas}} \right) = \frac{n}{Kg_{(\text{solvente})}}$$

2.4 Concentração em equivalentes-grama por litro (de forma obsoleta denominada de Normalidade de uma solução N)

Trata-se de uma unidade de concentração em desuso. Contudo é importante em algumas aplicações como na química analítica quantitativa. Trata-se da razão do número de equivalente-grama do soluto (n_E) e o volume da solução em litros, ou seja, o número de equivalente-grama por litro de solução.

$$\text{Normalidade (N)} = \left(\frac{\text{Número de equivalente – grama do soluto}}{\text{volume da solução em litros}} \right) = \frac{n_E}{V_{(L)}}$$

Onde:

$$n_E = \left(\frac{\text{massa do soluto (g)}}{\text{equivalente - grama do soluto}} \right) \text{ então Normalidade (N)} = \frac{m_{(E)}}{E \cdot V_{(L)}}$$

2.5 Fração molar do soluto

É a razão do número de mols do soluto (n_{solute}) pelo número total de mols da solução ($n_T = n_{\text{solute}} + n_{\text{solvente}}$).

$$X = \text{fração molar} = \left(\frac{n_{\text{solute}}}{n_{T(\text{solução})}} \right)$$

3. Preparando soluções

3.1 Quando o soluto for um sólido

- Pesar a massa do reagente escolhido suficiente para preparar o volume total de solução na concentração desejada.
- Dissolver essa massa em aproximadamente $\frac{1}{4}$ o volume total de água destilada ou deionizada (se for necessário para facilitar a dissolução aquecer a água), agitar com bastão de vidro até dissolução total. Se a solução foi aquecida deixar esfriar.
- Transferir o volume para um balão volumétrico.
- Lavar internamente o béquer usando o pisquete com pequenos jatos de água e transferir o volume de água para o balão volumétrico. Continuar esta operação até completar o volume do balão volumétrico. Agitar o balão para homogeneizar a solução invertendo o mesmo algumas vezes.

3.2 Quando o reagente for um líquido

- Colocar em um balão volumétrico cerca de $\frac{1}{4}$ do volume total de água destilada ou deionizada.
- Pipetar o volume do reagente (que foi calculado antecipadamente) e transferir diretamente para o balão volumétrico, deixando a solução escorrer pelas paredes do balão.
- Completar o volume com água destilada até o volume final desejado.
- Agitar o balão volumétrico para homogeneizar a solução invertendo o mesmo algumas vezes.

3.3 Diluição a partir de soluções concentradas

Em situações de laboratório, cálculos para preparo de soluções diluídas a partir de soluções concentradas podem ser feitos com uma equação simples, derivada do fato de que a quantidade de matéria de soluto é a mesma tanto na solução concentrada como na diluída:

$n_1 = n_2$ que equivale a $C_1 \times V_1 = C_2 \times V_2$ (onde 1 indica a solução concentrada e 2 a diluída)

ou

$C_{\text{conc}} \times V_{\text{conc}} = C_{\text{dil}} \times V_{\text{dil}}$ (conc: solução concentrada; dil: solução diluída)

4. Procedimento Experimental

4.1 Preparação de 250 mL de solução 0,10 mol/L de hidróxido de sódio (NaOH).

A) Material:

- Hidróxido de sódio;
- Béquer de 100 mL;
- Béquer de 50 mL;
- Pissete;
- Espátula;
- Bastão de vidro;
- Balão volumétrico de 250 mL;
- Frasco de polietileno limpo e seco;
- Etiqueta.

B) Procedimento

- Calcular a massa de reagente necessário para preparar a solução, a partir das informações disponíveis no rótulo do frasco de hidróxido de sódio;
- Pesar a quantidade necessária em um béquer de 100 mL;
- Adicionar ao béquer cerca de 50 mL de água destilada e dissolver o soluto. Esperar o estabelecimento do equilíbrio térmico com o ambiente;
- Com o auxílio de um bastão de vidro, transferir para um balão volumétrico de 250 mL;
- Lavar repetidas vezes, com água destilada, o béquer e o bastão, vertendo as águas de lavagens para o balão volumétrico;
- Adicionar água destilada até que o menisco inferior do líquido tangencie a marca de calibração do balão;
- Tampar o balão e inverter o mesmo, de modo a homogeneizar a solução;
- Transferir a solução do balão para um frasco estoque de polietileno limpo e seco;
- Rotular o frasco (Solução, concentração, data).

4.2 Preparação de 250 mL de solução 0,10 mol/L de ácido clorídrico (HCl).

A) Material:

- Ácido clorídrico;
- Béquer de 100 mL;
- Pissete;
- Bastão de vidro;
- Pipeta graduada de 10 mL;
- Balão volumétrico de 250 mL;
- Pêra;
- Frasco estoque de vidro limpo e seco.
- Etiqueta.

B) Procedimento

- Calcular o volume de ácido clorídrico necessário para preparar a solução, a partir das informações disponíveis no rótulo do frasco de ácido clorídrico concentrado;
- Colocar cerca de 50 mL de água destilada em um béquer;

- Medir o volume de ácido concentrado, na capela, utilizando uma pipeta graduada e a pêra;
- Transferir lentamente o ácido para o béquer, agitando com auxílio de um bastão de vidro. Esperar o estabelecimento do equilíbrio térmico com o ambiente;
- Com o auxílio de um bastão de vidro, transferir para um balão volumétrico de 1000 mL;
- Lavar repetidas vezes, com água destilada, o béquer e o bastão, vertendo as águas de lavagens para o balão volumétrico;
- Adicionar água destilada até que o menisco inferior do líquido tangencie a marca de calibração do balão;
- Tampar o balão e inverter o mesmo, de modo a homogeneizar a solução;
- Transferir a solução do balão para um frasco de vidro limpo e seco;
- Rotular o frasco (Solução, concentração, data).

OBS: Verter sempre ácido sobre a água.

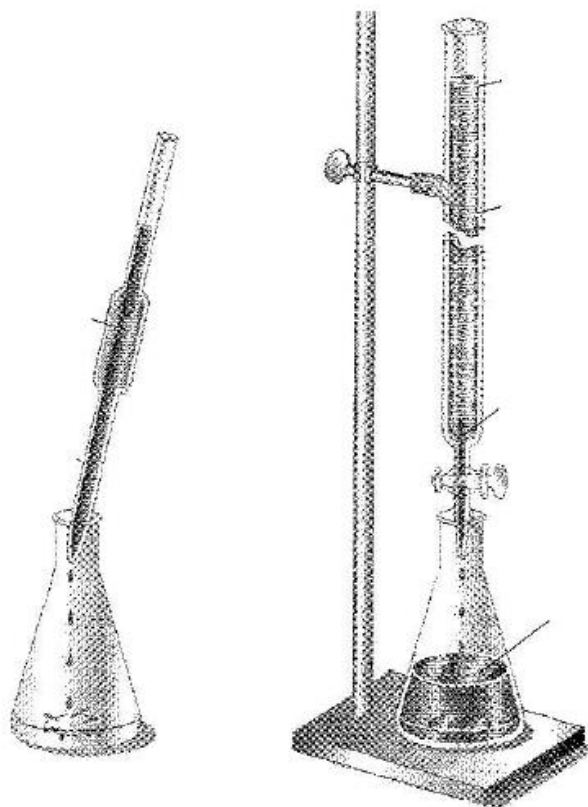
Exercícios – unidades de concentração de soluções

1. Uma solução é preparada dissolvendo-se 13,5 g de glicose ($C_6H_{12}O_6$) em 0,100 kg de água. Qual é a porcentagem em massa de soluto nessa solução?
2. Em uma amostra de 2,5 g de água de um poço artesiano contém 5,4 μg de Zn^{2+} . Qual é a concentração de Zn^{2+} em ppm?
3. Calcule a % em massa de NaCl em uma solução contendo 1,50 g de NaCl em 50,0 g de água.
4. Uma solução de alvejante comercial contém 3,62 % em massa de hipoclorito de sódio, NaOCl. Qual é a massa de NaOCl em uma garrafa contendo 2500 g de solução alvejante?
5. Uma solução é preparada pela dissolução de 4,35 g de glicose ($C_6H_{12}O_6$) em 25,0 mL de água. Calcule a molalidade de glicose na solução.
6. Qual é a molalidade de uma solução preparada pela dissolução de 25g de naftaleno ($C_{10}H_8$) em 425 g de tolueno (C_7H_8)?
7. Quantos mols de ácido benzóico ($M = 122,1 \text{ g/mol}$) estão contidos em 2,00 gramas de ácido puro?
8. Calcular a concentração molar de etanol em uma solução aquosa que contém 2,30 g de C_2H_5OH ($M = 46,07 \text{ g/mol}$) em 3,50 L de solução.
9. A molaridade do HCl concentrado que normalmente é comprado para uso em laboratório é de aproximadamente 12,1 mol/L. Quantos mililitros desse reagente devem ser diluídos para preparar 1,000 L de HCl 0,100 mol/L?
10. Qual o volume máximo de uma solução 0,25 mol/L de hipoclorito de sódio (NaOCl, água sanitária) que se pode preparar pela diluição de 1,00 L de uma solução de NaOCl 0,80 mol/L?
11. Um frasco de ácido sulfúrico concentrado (H_2SO_4), 98% m/m possui a concentração de 18,0 mol/L
 - a) Quantos mililitros de reagente devem ser diluídos para preparar 1,000 L de uma solução de H_2SO_4 1,00 mol/L?
 - b) Calcule a densidade do ácido sulfúrico a 98 % m/m em H_2SO_4 .

ANEXO 4 – ROTEIRO EXPERIMENTAL N° 4



Universidade Federal do Paraná - UFPR Campus Avançado de Jandaia do Sul
Disciplina de Química I Experimental
Unidade 6: **Padronização de Soluções**



Objetivos:

- Aprender a técnica de titulação;
- Determinar a concentração real das soluções de ácido e base fortes.

1 - Conceitos Fundamentais

Em química, padronizar uma solução significa torná-la solução padrão. A análise da quantidade de um constituinte de interesse (amostra) é determinada através da reação desta espécie química com outra substância em solução, chamada de solução padrão, cuja concentração é exatamente conhecida.

Conhecendo a quantidade da solução padrão necessária para reagir totalmente com a amostra e a reação química que ocorre entre as duas espécies, têm-se condições para calcular a concentração da substância analisada (amostra). O processo pelo qual a solução padrão é introduzida no meio reagente é conhecido como titulação.

Em uma padronização, a reação química que ocorre entre a solução padrão e a amostra que esta sendo analisada deve preencher certos requisitos:

- Ser extremamente rápida. Após cada adição de titulante a reação deve novamente atingir o equilíbrio rapidamente, pois caso contrário o processo de titulação seria inconvenientemente lento e a detecção do seu ponto de equivalência extremamente difícil.

- Ser completa no ponto de equivalência do sistema químico. Este critério permite uma localização satisfatória do ponto final do processo.

- Possuir uma equação química bem definida e que descreva bem o fenômeno ocorrido. Reações paralelas entre o titulante e o titulado e/ou outras espécies químicas presentes no meio são totalmente indesejáveis e constitui uma grave fonte de erro.

- Permitir o uso de meios satisfatórios para a detecção do ponto final do processo. Muitos sistemas permitem o uso de indicadores visuais para tal fim.

A solução padrão a ser usada em uma análise volumétrica deve ser cuidadosamente preparada, pois, caso contrário, a determinação será errada. Pode-se em alguns casos preparar soluções de concentração exatamente conhecidas pesando-se com precisão, algumas substâncias muito puras, estáveis e dissolvendo-as, com um solvente adequado, por exemplo, água, em balões volumétricos aferidos. As substâncias usadas para preparar uma solução padrão são chamadas de padrões primários e devem apresentar as seguintes características:

- ser de fácil obtenção, purificação e secagem;
- ser estável ao ar;
- possuir massa molar elevada, para que o erro relativo na pesagem seja desprezível.

Os padrões primários alcalinos mais comuns são carbonato de sódio (Na_2CO_3), tetraborato de sódio decahidratado (bórax, $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot \text{H}_2\text{O}$) e os padrões ácidos mais comuns são: ácido oxálico dihidratado ($\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$) e ftalato ácido de potássio ($\text{KHC}_8\text{H}_4\text{O}_4$).

Muitas vezes a substância com a qual se pretende preparar a solução padrão não é um padrão primário. Nestes casos, deve-se preparar uma solução desta substância com uma concentração próxima da desejada e em seguida, padronizá-la contra um padrão. Esta padronização pode ser feita por vários métodos:

- 1 - Titulação de uma determinada massa de padrão primário adequado com a solução preparada. Ex: padronização de uma solução de ácido clorídrico (HCl) contra uma certa quantidade pesada de carbonato de sódio (Na_2CO_3).

2 - Titulação de um certo volume de uma solução de um padrão secundário de concentração conhecida. Ex: titulação de uma solução de HCl contra uma solução de NaOH padronizada (padrão secundário).

O ponto final de uma titulação corresponde ao momento físico e químico em que o ponto de equivalência foi alcançado. O meio mais simples que permite identificar o ponto final é uma mudança física ou química. Em geral, estudos analíticos de ácidos e bases usam-se os indicadores coloridos que mudam de cor com o pH.

2 - Procedimento Experimental

2.1 - Experiência 1: Padronização de solução de ácido clorídrico (HCl)

a) Experimento

- Lavar a bureta duas ou três vezes com pequenas quantidades de HCl (solução problema) escoando todo líquido antes da adição do novo volume.
- Fixar a bureta de 25,00 mL com auxílio de uma garra metálica, a um suporte universal, enchê-la até um pouco acima do zero da escala, com a solução titulante (solução problema).
- Abrir a torneira para preencher a extremidade inferior da bureta, zerar de modo que a base do menisco do líquido na bureta tangencie a marca zero da escala. Observar se não houve formação de bolhas abaixo da torneira. Se houver bolha eliminá-la.
- Transferir para um erlenmeyer de 250,0 mL a massa de carbonato de sódio, Na_2CO_3 (padrão primário) contida em um envelope de papel alumínio. Anotar a massa do carbonato de sódio. Este sal deve ser previamente seco a 100°C por 1 hora e resfriado em dessecador.
- Acrescentar ao erlenmeyer cerca de 50 mL de água destilada e duas gotas de indicador metil orange (alranjado de metila). Homogeneizar a solução.
- Colocar o erlenmeyer abaixo da bureta e escoar a solução titulante, gota a gota, até a mudança da coloração; durante a titulação controlar a torneira com a mão esquerda e agitar o erlenmeyer continuamente com a mão direita. É recomendável lavar as paredes do erlenmeyer com pequenas quantidades de água destilada, especialmente a parte superior onde podem ter restado pequenas porções de titulante. Caso haja dúvida quanto ter sido ou não atingido o ponto final, fazer a leitura do volume de titulante contido na bureta, adicionar mais uma gota e observar o resultado.
- Ler com exatidão o volume de titulante gasto na neutralização.
- Repetir duas vezes o processo, a fim de obter o volume médio gasto na neutralização.

b) Cálculos

- Calcular a concentração real, em mol/L, da solução de ácido clorídrico (HCl)

2.2 - Experiência 2: Padronização de solução de Hidróxido de sódio (NaOH)

a) Experimento

- Lavar a bureta duas ou três vezes com pequenas quantidades de HCl (padrão secundário) escoando todo líquido antes da adição do novo volume. **(Como a bureta já contém HCl basta completar com a solução)**
- Fixar a bureta de 25,00 mL com auxílio de uma garra metálica, a um suporte universal, enchê-la até um pouco acima do zero da escala, com a solução titulante (padrão secundário).
- Abrir a torneira para preencher a extremidade inferior da bureta, zerar de modo que a base do menisco do líquido na bureta tangencie a marca zero da escala. Observar se não houve formação de bolhas abaixo da torneira. Se houver bolha eliminá-la.
- Transferir com auxílio de uma pipeta volumétrica, 10,0 mL da solução de hidróxido de sódio (NaOH) de concentração aproximadamente 0,10 mol/L para um erlenmeyer de 250 mL
- Acrescentar ao erlenmeyer cerca de 50 mL de água destilada e duas gotas de indicador fenolftaleína. Homogeneizar a solução.
- Colocar o erlenmeyer abaixo da bureta e escoar a solução titulante, gota a gota, até a mudança da coloração; durante a titulação controlar a torneira com a mão esquerda e agitar o erlenmeyer continuamente com a mão direita. É recomendável lavar as paredes do erlenmeyer com pequenas quantidades de água destilada, especialmente a parte superior onde podem ter restado pequenas porções de titulante. Caso haja dúvida quanto ter sido ou não atingido o ponto final, fazer a leitura do volume de titulante contido na bureta, adicionar mais uma gota e observar o resultado.
- Ler com exatidão o volume de titulante gasto na neutralização.
- Repetir duas vezes o processo, a fim de obter o volume médio gasto na neutralização.

b) Cálculos

- Calcular a concentração real, em mol/L, da solução de hidróxido de sódio (NaOH)

Exercícios- Preparo e padronização de soluções

- Para todas as soluções a serem preparadas, além de encontrar o valor de massa ou volume a medir, descreva passo a passo o preparo (pesagem ou medida de volume, vidrarias utilizadas, cuidados a tomar, etc)

1. Preparo de 500 mL de solução aquosa de NaOH 0,3 M.

Dados: pureza do reagente: 96%

2. Preparo de 400 mL de solução de HCl 0,5M.

Dados: Título do reagente (% v/v) = 37 %

Densidade do HCl = 1,19 g/mL

3. Preparo de 200 mL de solução de NH_4OH 0,7M

Dados: Título do reagente (% v/v) = 30 %

Densidade do HCl = 0,90 g/mL

Obs:

- Para os exercícios de 4 e 5 trabalhe com 4 algarismos significativos:

4. Para padronizar uma solução de HCl pesou-se Na_2CO_3 (padrão primário). Esta massa foi dissolvida em aproximadamente 50 mL de água e titulada com HCl. A tabela a seguir exhibe as massas pesadas e os respectivos volumes de titulante gastos na titulação:

Titulação	Massa de Na_2CO_3 (g)	Volume de HCl (mL)
1	0,1203	18,50
2	0,1197	18,70
3	0,1200	18,40

Pede-se:

- Reação química balanceada entre o padrão primário e o ácido;
- Qual a concentração real da solução de HCl ?

5. Utilizou-se a solução de HCl padronizada no exercício anterior como padrão secundário para padronizar uma solução de NaOH. Aliquotou-se 10 mL de solução de NaOH e o volume médio gasto do titulante (HCl padrão secundário) foi de 15,5 mL.

Pede-se:

- Reação química balanceada entre o ácido e a base;
- Qual a concentração real da solução de NaOH?

ANEXO 5 – ROTEIRO EXPERIMENTAL N° 5



Universidade Federal do Paraná - UFPR Campus Avançado de Jandaia do Sul
Disciplina de Química I Experimental
Unidade 7: Reações químicas

Objetivos:

- Identificar os diferentes tipos de reações químicas;
- Classificar e equacionar reações.

1 - Conceitos fundamentais

O processo pelo qual espécies químicas transformam-se em outras diferentes é que se chama de reação química. As espécies originais são chamadas reagentes e as que resultam após a reação são os produtos.

Para facilitar o estudo das reações químicas podemos classificá-las em grupos, segundo os diversos fatores em estudo.

Quanto ao conteúdo de energia envolvido, tem-se:

- reação exotérmica;
- reação endotérmica.

Quanto aos processos de transferências de elétrons, tem-se:

- reação de óxido-redução.

Quanto ao sentido da reação, tem-se:

- reação reversível;
- reação irreversível.

E finalmente, tem-se quatro tipos de reações, tomando como referencial o produto da reação em relação aos reagentes:

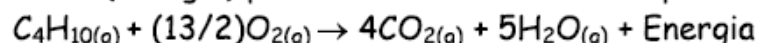
- reação de análise ou decomposição;
- reação de síntese;
- reação de deslocamento, ou simples troca;
- reação de dupla troca.

Numa reação de síntese, partimos de mais de um reagente e obtemos um único produto. Na reação de decomposição, obtemos mais de um produto a partir de um único reagente. Nas reações de simples troca ou deslocamento, uma substância simples reage com uma substância composta, deslocando desta última uma nova substância simples. Nas reações de dupla troca, dois

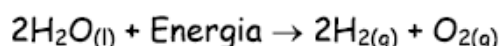
reagentes permutam seus íons ou radicais entre si, dando origem a dois novos compostos.

1.2. Reações endotérmicas e exotérmicas:

Durante uma reação química ocorrem trocas de energia em forma de luz, trabalho ou calor. Uma reação é exotérmica quando, durante o processo reativo, libera calor (energia) para o meio ambiente. Exemplo:

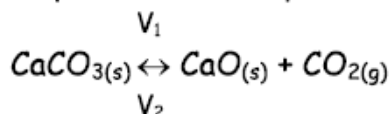


Dá-se o nome de endotérmica a toda reação que absorve energia do meio ambiente. Exemplo:

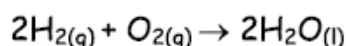


1.3. Reações reversíveis e irreversíveis:

Reações reversíveis são aquelas que se processam nos dois sentidos, isto é, dos reagentes para os produtos e dos produtos para os reagentes.

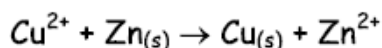


As reações irreversíveis são reações que ocorrem, de forma significativa, em um único sentido. Exemplo:



1.4. Reações de oxi-redução:

Atualmente, entende-se como reações de oxi-redução as reações de transferência de elétrons, onde um dos participantes da reação perde elétrons (se oxida), enquanto outro ganha elétrons (se reduz). Exemplo:



Para um processo de oxi-redução a substância que se oxida provoca a redução do outro reagente, sendo chamada de **agente redutor**. O mesmo acontece ao reagente que se reduz e provoca a oxidação de outra substância, sendo chamado de **agente oxidante**.

2. Procedimento Experimental

a) Materiais

- Estantes com tubos de ensaio;
- Pipetas de 1,0 mL, 5,0 mL e 10 mL;
- Espátula;
- Béquer de 100 mL;
- Provetas de 50 mL e 10 mL;
- Termômetro;
- Bastão de vidro;
- Palha de aço (bombril);
- Solução de cloreto de ferro III a 3%;
- Solução de hidróxido de sódio a 10%;
- Pregos;
- Solução de sulfato de cobre II 1 mol/L;
- Carbonato de cálcio;
- Solução de ácido clorídrico 1 mol/L;
- Hidróxido de sódio;
- acetato de sódio.

1. Colocar em um tubo de ensaio, 5,0 mL de solução de cloreto de ferro III e adicionar, a seguir, 1,0 mL de solução de hidróxido de sódio a 10%. Observar se houver formação de um precipitado, caso contrário, adicionar um pouco mais de base. Equacionar e classificar a reação. Indicar qual o composto insolúvel formado.

2. Em um tubo de ensaio contendo cerca de 3 mL de solução de nitrato de prata, imergir cerca de 1 cm de fio de cobre. Continuar e observar após cinco minutos. Anotar. Equacionar e classificar a reação.

3. Colocar em um tubo de ensaio 3 mL de solução de sulfato de cobre II. Introduzir uma pequena porção de palha de aço, de forma que a mesma fique totalmente imerso na solução. Observar e anotar o que ocorre. Equacionar e classificar a reação.

4. Colocar em um tubo de ensaio, cerca de 1 g de carbonato de cálcio. Adicionar 5 mL de ácido clorídrico 1 mol/L. Observar. Anotar. Equacionar e classificar a reação.

5. Dissolver pequena quantidade de hidróxido de sódio em 5,0 mL de água destilada verificar sua temperatura. Anotar.

6. Dissolver pequena quantidade de acetato de sódio em 5,0 mL de água destilada verificar sua temperatura. Anotar.

QUESTIONÁRIO

1) Com relação a etapa 1, responda:

- a) Qual a fórmula e o nome do composto insolúvel formado.
- b) Escreva a equação da reação que se processou e classifique-a.

2) Com relação a etapa 2, responda:

- a) Qual a substância que se formou sobre o cobre?
- b) Porque a solução que era incolor tornou-se azul?
- b) Escreva a equação da reação e classifique-a.

3) Com relação a etapa 3, responda:

- a) Por que houve descoloramento da solução?
- b) A reação observada poderia ocorrer no sentido inverso? Justificar.
- c) Escreva a equação da reação e classifique-a.

4) Com relação a etapa 4, responda:

- a) Qual o nome e a fórmula de gás formado?
- b) Escreva a equação da reação e classifique-a.
- c) Por que o H_2CO_3 não aparece no produto da equação.

5) Com relação a etapa 5 responda.

- a) Houve aumento ou diminuição da temperatura?
- b) A diluição do hidróxido de sódio é um processo endotérmico? Explique.

6) Com relação a etapa 6 responda:

- a) Houve aumento ou diminuição da temperatura?
- b) A diluição do acetato de sódio é um processo endotérmico ou exotérmico? Explique.

ANEXO 6 – ROTEIRO EXPERIMENTAL Nº 6

Termoquímica - Reações envolvendo trocas de calor

Pretende-se com essa atividade dar ao aluno a oportunidade de fazer experiências que possibilitem calcular calores de reação e aplicar a Lei de Hess.

Etapa I - Determinação do calor de dissolução do hidróxido de sódio sólido:

1 – Pesar um frasco erlenmeyer de 250 mL (calor específico do vidro = $0,2 \text{ cal g}^{-1} \text{ } ^\circ\text{C}^{-1}$). Anotar a massa do erlenmeyer.

2 – Acrescentar 50 mL de água destilada (calor específico da água = $1 \text{ cal g}^{-1} \text{ } ^\circ\text{C}^{-1}$). Anotar a massa de água. Aguardar 1 minuto e medir a temperatura da água (T_i)

Obs: Considerar densidade da água = 1 g mL^{-1} .

3 – Em um vidro de relógio, pesar 0,5 g de hidróxido de sódio sólido, ao 0,01 g e, rapidamente, transferir para o frasco erlenmeyer contendo água.

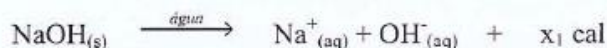
4 – Dissolver o NaOH(s) com o auxílio de um bastão de vidro e introduzir um termômetro para anotar a temperatura máxima atingida (T_f).

5 – Calcule o calor absorvido pela água utilizando a expressão $Q_1 = m_1 \cdot c_1 \cdot \Delta T$, onde Q_1 é a quantidade de calor (cal), m_1 é a massa de água (g), c_1 é o calor específico da água ($1 \text{ cal g}^{-1} \text{ } ^\circ\text{C}^{-1}$) e ΔT é a variação de temperatura ($^\circ\text{C}$), ou seja, $T_f - T_i$

6 – Calcule o calor absorvido pelo vidro (erlenmeyer) utilizando a mesma expressão

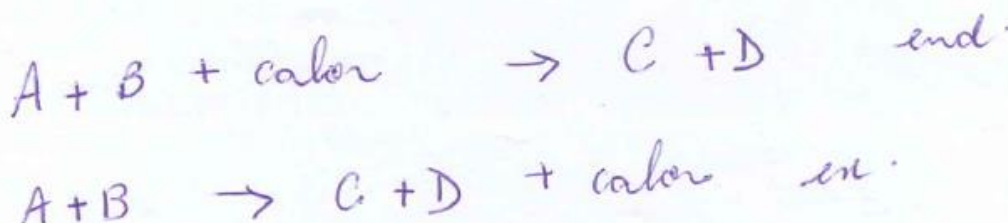
$Q_2 = m_2 \cdot c_2 \cdot \Delta T$ onde Q_2 é a quantidade de calor (cal), m_2 é a massa do erlenmeyer (g), c_2 é o calor específico do vidro ($0,2 \text{ cal g}^{-1} \text{ } ^\circ\text{C}^{-1}$) e ΔT é a variação de temperatura ($^\circ\text{C}$), ou seja, $T_f - T_i$.

O calor absorvido pelo vidro e pela água ($Q_1 + Q_2$) é o calor liberado na dissolução do NaOH(s):



Obs: calor específico da água é a quantidade de calor necessária para elevar a temperatura de um grama de água de $14,5 \text{ } ^\circ\text{C}$ a $15,5 \text{ } ^\circ\text{C}$. Idem para o vidro.

Anote o calor de dissolução na forma de variação de entalpia, ΔH_1 .



Etapa II - Determinação do calor de dissolução do hidróxido de sódio sólido e reação com ácido clorídrico em solução aquosa:

- 1 – Pesar um frasco erlenmeyer de 250 mL e anotar a massa medida.
- 2 – Acrescentar 50 mL de solução aquosa 0,25 mol/L de HCl ao erlenmeyer (calor específico da solução diluída = calor específico da água = 1 cal/g.°C). Aguardar 1 minuto e medir a temperatura da solução (t_i)
- Obs: Considerar densidade da solução aquosa = 1 g/mL⁻¹. Anotar a massa da solução.
- 3 – Em vidro de relógio, pesar 0,5 g de hidróxido de sódio sólido, ao 0,01 g e, rapidamente, transferir para o frasco erlenmeyer contendo a solução de HCl.
- 4 – Dissolver e reagir o NaOH(s) com o auxílio de um bastão de vidro e introduzir um termômetro para anotar a temperatura máxima atingida (t_f).
- 5 – Calcular o calor absorvido pela solução utilizando a expressão $Q_1 = m_1 \cdot c_1 \cdot \Delta T$, onde Q_1 é a quantidade de calor (cal), m_1 é a massa de solução de HCl(g), c_1 é o calor específico da solução de HCl (1 cal g⁻¹ °C⁻¹) e ΔT é a variação de temperatura (°C), ou seja, $T_f - T_i$.
- 6 – Calcular o calor absorvido pelo vidro (erlenmeyer) utilizando a mesma expressão $Q_2 = m_2 \cdot c_2 \cdot \Delta T$ onde Q_2 é a quantidade de calor (cal), m_2 é a massa do erlenmeyer (g), c_2 é o calor específico do vidro (0,2 cal g⁻¹ °C⁻¹) e ΔT é a variação de temperatura (°C); ou seja, $T_f - T_i$.

O calor absorvido pelo vidro e pela solução aquosa ($Q_1 + Q_2$) é o calor liberado na dissolução do NaOH(s) e reação com o HCl(aq):



Anote o calor de dissolução e da reação acima na forma de variação de entalpia, ΔH_2 .

Etapa III

Determinação do calor de neutralização na reação do hidróxido de sódio em solução aquosa com o ácido clorídrico em solução aquosa:

- 1- Pesar um frasco erlenmeyer de 250 mL e anotar a massa medida.
- 2- Acrescentar 25 mL de solução aquosa 0,5 mol L⁻¹ de HCl ao erlenmeyer
Aguardar 1 minuto e medir a temperatura da solução de HCl (t_i)
- 3- A seguir, acrescentar 25 mL de solução aquosa 0,5 mol L⁻¹ de NaOH à solução de HCl contida no erlenmeyer (calor específico da solução resultante = calor específico da água = 1 cal g⁻¹ °C⁻¹). A

temperatura da solução de NaOH deve ser a mesma da solução de HCl (t_i)

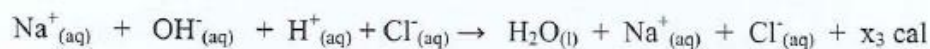
4- Mexer o erlenmeyer para que a reação se complete. Introduzir um termômetro para anotar a temperatura máxima atingida (t_f).

Obs: Considerar densidade da solução aquosa resultante = 1 g mL^{-1} . Anotar a massa da solução.

5- Calcular o calor absorvido pela solução resultante utilizando a expressão $Q_1 = m_1 \cdot c_1 \cdot \Delta T$, onde Q_1 é a quantidade de calor (cal), m_1 é a massa de solução resultante, c_1 é o calor específico da solução resultante ($1 \text{ cal g}^{-1} \text{ } ^\circ\text{C}^{-1}$) e ΔT é a variação de temperatura ($^\circ\text{C}$), ou seja, $T_f - T_i$.

6- Calcular o calor absorvido pelo vidro (erlenmeyer) utilizando a mesma expressão $Q_2 = m_2 \cdot c_2 \cdot \Delta T$ onde Q_2 é a quantidade de calor (cal), m_2 é a massa do erlenmeyer (g), c_2 é o calor específico do vidro ($0,2 \text{ cal g}^{-1} \text{ } ^\circ\text{C}^{-1}$) e ΔT é a variação de temperatura ($^\circ\text{C}$); ou seja, $T_f - T_i$.

O calor absorvido pelo vidro e pela solução aquosa ($Q_1 + Q_2$) é o calor liberado na reação do $\text{NaOH}_{(\text{aq})}$ com o $\text{HCl}_{(\text{aq})}$:



Anote o calor da reação acima na forma de variação de entalpia, ΔH_3 .

Etapas IV: Comprovação da Lei de Hess

Com as equações das etapas I, II e III comprovar a Lei de Hess

ATENÇÃO!!! Não descarte nenhum material dos erlenmeyeres na pia antes de ter certeza de que está neutralizado. Caso o meio esteja ácido ou básico, proceder à neutralização.

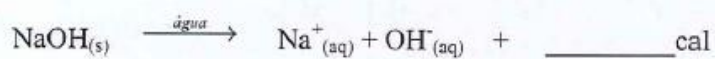
Etapa I – Complete o quadro:

Massa do erlenmeyer (m_2)	T_i	T_f	ΔT	c_2	$Q_2 = m_2 \cdot c_2 \cdot \Delta T$
Massa da água (m_1)	T_i	T_f	ΔT	c_1	$Q_1 = m_1 \cdot c_1 \cdot \Delta T$

Massa de $\text{NaOH}_{(s)} = \underline{\hspace{2cm}}$ g $Q_2 + Q_1 = \underline{\hspace{2cm}}$ cal

O calor absorvido pela água e pelo vidro é o calor liberado na dissolução de $\underline{\hspace{2cm}}$ g de hidróxido de sódio; ou seja, $\underline{\hspace{2cm}}$ cal.

Complete a equação considerando a massa de NaOH utilizada na experiência:



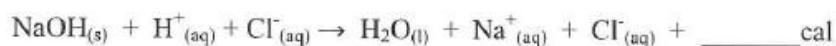
Etapa II – Complete o quadro:

Massa do erlenmeyer (m_2)	T_i	T_f	ΔT	c_2	$Q_2 = m_2 \cdot c_2 \cdot \Delta T$
Massa da sol. HCl $0,25 \text{ mol L}^{-1}$ (m_1)	T_i	T_f	ΔT	c_1	$Q_1 = m_1 \cdot c_1 \cdot \Delta T$

Massa de $\text{NaOH}_{(s)} = \underline{\hspace{2cm}}$ g $Q_2 + Q_1 = \underline{\hspace{2cm}}$ cal

O calor absorvido pela água e pelo vidro é o calor liberado na dissolução e reação de ____g de hidróxido de sódio com o $\text{HCl}_{(\text{aq})}$; ou seja, _____cal

Complete a equação considerando a massa de NaOH e a quantidade de HCl utilizados na experiência:



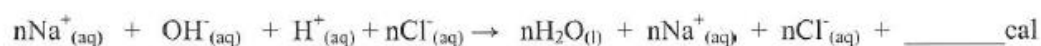
Etapa III – Complete o quadro:

Massa do erlenmeyer (m_2)	T_i	T_f	ΔT	c_2	$Q_2 = m_2 \cdot c_2 \cdot \Delta T$
Massa das soluções de HCl e NaOH (m_1)	T_i	T_f	ΔT	c_1	$Q_1 = m_1 \cdot c_1 \cdot \Delta T$

$$Q_2 + Q_1 = \text{_____cal}$$

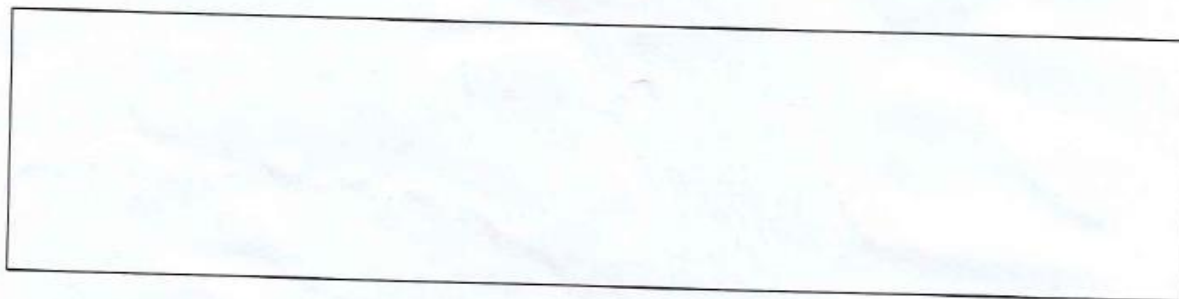
O calor absorvido pela água e pelo vidro é o calor liberado na reação de ____mmol (n) de NaOH com ____mmol (n) de HCl e formação de ____mmol (n) de H_2O ; ou seja, _____cal

Complete a equação considerando o nº de mmols de NaOH e de HCl utilizados na experiência:

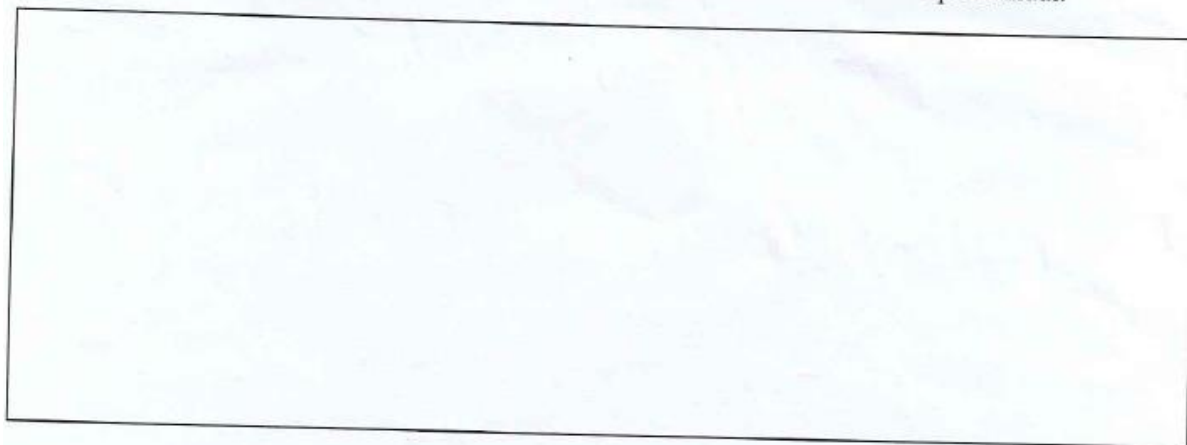


Etapa IV –

Com as equações representativas dos experimentos das etapas I, II e III, comprovar a Lei de Hess



Com os dados da Etapa I calcule o calor de dissolução ($\Delta H = \text{___ kJ mol}^{-1}$) do $\text{NaOH}_{(s)}$ e, com os dados da Etapa III calcule o calor de neutralização ($\Delta H = \text{___ kJ mol}^{-1}$) do HCl pelo NaOH . Compare o seu resultado com os dados tabelados na literatura e calcule o erro percentual.



ANEXO 7 – ROTEIRO EXPERIMENTAL Nº 7

EXPERIÊNCIA

PRODUÇÃO de ALÚMEN

1) INTRODUÇÃO

Nesta experiência você irá transformar latas vazias de alumínio em um composto químico muito útil. Você irá preparar o alúmen, sulfato duplo de alumínio e potássio hidratado, $KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$.

O alumínio reage lentamente com soluções ácidas diluídas porque a sua superfície normalmente é protegida por uma camada muito fina de óxido de alumínio. O mesmo não acontece em soluções de ácido concentrado. Por outro lado, soluções alcalinas dissolvem a camada de óxido e atacam o metal, formando o ânion tetraidroxialuminato, $[Al(OH)_4]^-$. Quando ácido é adicionado, uma das oxidrilas é neutralizada formando um precipitado, em flocos, de $Al(OH)_3$. Continuando a adicionar ácido este precipitado se dissolve.

Alúmens são compostos iônicos que cristalizam a partir de soluções contendo ânion sulfato, cátion trivalente (Al^{3+} , Cr^{3+} , Fe^{3+}) e cátion monovalente (K^+ , Na^+ , NH_4^+).

Rendimento de uma reação: Muitas reações químicas não são totalmente completadas, isto é, os reagentes não são completamente convertidos em produtos, podendo em alguns casos apresentar mais do que um tipo de reação formando outras substâncias além das desejadas.

O rendimento de uma reação química pode ser calculado através da relação:

$$\text{Rendimento} = [(\text{valor experimental})/(\text{valor calculado})] \times 100$$

Cada aluno deverá trazer uma lata vazia de alumínio (refrigerante ou cerveja), previamente cortada e limpa com palha de aço.

2) PROCEDIMENTO

1. Pese um pedaço de alumínio (aproximadamente de 1 g de alumínio). Recorte este pedaço de alumínio em pequenas partes.
2. Coloque os pedaços de alumínio num béquer e adicione 50 mL de KOH $1,5 \text{ mol L}^{-1}$, na capela pois hidrogênio é liberado na reação. Coloque o béquer sobre uma chapa de aquecimento e aqueça um pouco a solução para aumentar a velocidade da reação. Regule a chapa no mínimo, não utilize o bico de Bunsen. Durante a reação, a solução que era inicialmente incolor, torna-se escura. Em menos de 30 minutos a reação deve estar completa, que pode ser evidenciado quando cessar de borbulhar hidrogênio.
3. Enquanto a reação está ocorrendo, monte o conjunto para efetuar a filtração a vácuo. Fixe o kitassato, coloque o funil de Buchner no kitassato e ponha um papel filtro no funil.
4. Filtre a solução quente, utilizando o sistema montado anteriormente e com ajuda de um bastão de vidro, transfira o conteúdo do béquer para o funil. Todo resíduo escuro deve ficar retido no filtro deixando o filtrado incolor.
5. Transfira o filtrado incolor para um béquer limpo. Enxágüe o kitassato duas ou três vezes com água destilada utilizando um frasco lavador (use $\pm 10 \text{ mL}$), despejando-

a no béquer. Se a solução ainda não esfriou, coloque o béquer em um banho de gelo.

6. Com cuidado e sob agitação, adicione 20 mL de ácido sulfúrico, H_2SO_4 9 mol L^{-1} , à solução. Inicialmente aparecerá um precipitado de hidróxido de alumínio, $\text{Al}(\text{OH})_3$, que se dissolverá quanto mais ácido for adicionado. Se necessário, aqueça a solução com agitação constante para completar a reação. Na solução ficam os íons potássio, K^+ , íons alumínio, Al^{3+} , e íons sulfato, SO_4^{2-} . Se depois de aquecer a solução, por 2 a 5 minutos, permanecer algum sólido, filtre a mistura como na etapa 4 e conserve o filtrado incolor. Na filtração utilize o mesmo funil de buchner usando um papel filtro limpo.
7. Prepare um banho de gelo e coloque o béquer com o filtrado neste banho de gelo, por uns 15 a 20 minutos (atrite o fundo do béquer com um bastão de vidro para iniciar a precipitação). Cristais de alúmen irão se formar.
8. Lave o funil de buchner e coloque um papel filtro novo. Filtre os cristais de alúmen transferindo os cristais para o funil.
9. Prepare 30 mL de solução misturando 15 mL de etanol com 15 mL de água e resfrie a solução no banho de gelo. Utilize esta mistura para lavar os cristais de alúmen que estão no funil de buchner.
10. Utilizando um bastão de vidro espalhe os cristais uniformemente sobre o papel de filtro dentro do funil de buchner e deixe sob sucção por 5 minutos para que sequem bem.
11. Transfira todos os cristais de alúmen, secos ao ar por sucção, para um béquer e pese-o. Determine a massa do alúmen formado e o rendimento da reação.

As reações do processo estão representadas pelas equações a seguir:

Reações do alumínio com KOH:



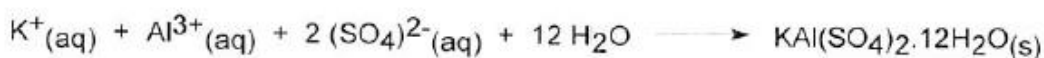
Adição de H_2SO_4 :



Adição de mais H_2SO_4 :



Resfriando a solução o alúmen precipitará :



3. QUESTIONÁRIO:

1. Calcule o rendimento da reação para a produção do alúmen que você obteve no laboratório.
2. Muitos produtos de limpeza de fogões contém NaOH ou KOH. Eles não devem ser utilizados na limpeza de panelas e peças delicadas de alumínio. Por quê?
3. Quais os cuidados devem ser tomados com relação a produção de hidrogênio gasoso durante a reação da latinha de alumínio com a solução de ácido clorídrico?

ANEXO 8 – ROTEIRO EXPERIMENTAL N° 8



Universidade Federal do Paraná - UFPR Campus Jandaia do Sul
Disciplina de Química II
Equilíbrio químico e o princípio de Le Châtelier



Objetivos:

- saber a lei de Le Châtelier: reação do equilíbrio a uma ação externa sobre ele;
- verificar experimentalmente o efeito da temperatura e da concentração sobre uma reação em estado de equilíbrio.

1 - Conceitos fundamentais

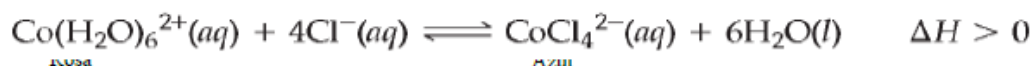
Em uma reação química que atinge o equilíbrio químico, as concentrações de todas as espécies envolvidas são constantes (lembre-se que este equilíbrio é dinâmico, isto é, as reações direta e inversa ocorrem com a mesma velocidade). O princípio de Le Chatelier estabelece que quando qualquer dos fatores que determinam as condições de equilíbrio de um sistema reacional sofre uma modificação, o sistema altera o seu estado de maneira a reduzir ou contrabalancear o efeito da modificação. Com os experimentos seguintes é possível associar o conceito de reversibilidade de reação química a alguma alteração visualmente perceptível.

ROTEIRO:

ENSAIO 1: EFEITO DA VARIAÇÃO DE TEMPERATURA SOBRE O EQUILÍBRIO QUÍMICO

- A 3 tubos de ensaio adicionar 2 mL de solução de CoCl_2 0,25M. Observar. COR: _____
- A cada um deles adicionar 1,3 mL de HCl concentrado (37%). Homogeneizar e observar. COR: _____
- Manter o tubo 1 como referência. Colocar o tubo 2 em banho maria (60-70°C). Observar. COR: _____
- Colocar o tubo 3 em banho de gelo. Observar. COR: _____

A) A partir de suas observações, explicar o efeito da variação de temperatura (aquecimento e resfriamento) sobre este equilíbrio químico sabendo que:



(A cor Violeta é uma mistura entre rosa e azul)

O aquecimento deslocou o equilíbrio para _____ o que foi observado pela coloração _____ proveniente dos íons _____. O resfriamento deslocou o equilíbrio para _____ o que foi observado pela coloração _____ proveniente dos íons _____. Isto comprova que a reação é _____ (endotérmica ou exotérmica).

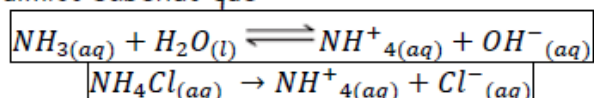
B) Escreva a expressão da constante de equilíbrio para esta reação.

EFEITO DA CONCENTRAÇÃO DE REAGENTES E PRODUTOS SOBRE O EQUILÍBRIO QUÍMICO

ENSAIO 2:

- A 1 tubo de ensaio adicionar 5 mL de solução de NH_4OH 0,1M e 1 gota de indicador fenolftaleína.
- Em seguida adicionar 3 pontas de espátula do sal NH_4Cl , homogeneizando a cada adição. Observar. O que ocorre? _____

A) a partir de suas observações, explicar o efeito da variação da concentração sobre este equilíbrio químico sabendo que:



Lembrar que o indicador fenolftaleína apresenta a coloração rosa em soluções alcalinas e é incolor em soluções neutras ou ácidas.

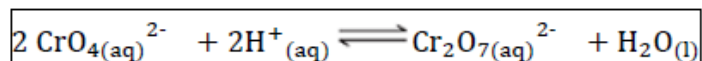
B) Escreva a expressão da constante de equilíbrio para a reação.

C) A adição de íons _____ deslocou o equilíbrio para _____.

ENSAIO 3:

- Ao tubo 1 adicionar 2 mL de solução de K_2CrO_4 (cromato de potássio). Observar. COR: _____
 - Ao tubo 2 adicionar 2 mL de solução de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ (dicromato de potássio). Observar. COR: _____
- Reservá-los como referência.
- A um 3º tubo adicionar 2 mL de K_2CrO_4 e em seguida 2 mL de HCL ~0,5M. Homogeneizar e observar. COR: _____. A este mesmo tubo adicionar agora 2 mL de NaOH 1M. Homogeneizar e observar. COR: _____.

A) a partir de suas observações explicar o efeito da variação da concentração sobre este equilíbrio químico sabendo que:



B) Escreva a expressão da constante de equilíbrio para esta reação.

C) Explique o efeito da adição ou remoção de íons H^+ :

- sobre o deslocamento do equilíbrio (direita/esquerda);

ANEXO 9 – ROTEIRO EXPERIMENTAL N° 9



Universidade Federal do Paraná - UFPR Campus Palotina
Disciplina de Química Geral Experimental
Unidade 9 : Equilíbrio ácido-base



Objetivos:

- Revisar os conceitos de ácidos e bases;
- Determinar a concentração de íons hidrogênio $[H_3O^+]$ por diferentes métodos;
- Determinar a constante de equilíbrio ácido (K_a) de um ácido fraco.

1 - Conceitos fundamentais

Uma reação química é uma transformação na composição e na estrutura da matéria. Essas transformações podem ser através de fenômenos físicos ou químicos (por uma reação química). As reações químicas são representadas por uma equação química, como por exemplo:

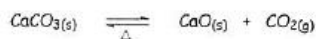
- Reação endotérmica:



- Reação exotérmica:



- Reação reversível:



- Reação irreversível:



- Reações de oxirredução:



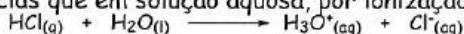
- Reações de análise ou de decomposição:



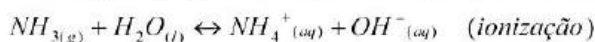
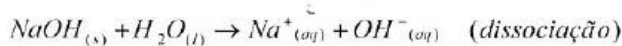
- Reações de Síntese:



Para facilitar o estudo das substâncias químicas, estas são agrupadas de acordo com sua função química, sendo as principais funções inorgânicas: ácidos, bases, óxidos e sais. De acordo com Arrhenius, ácidos são substâncias que em solução aquosa, por ionização, libera o íon H_3O^+ .



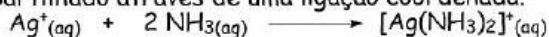
Logo, bases são substâncias que em solução aquosa, por dissociação ou ionização geram o íon OH^- .



Este conceito segundo Arrhenius exige a presença de água para a formação de ácidos e bases. A definição segundo Bronsted-Lowry; ácidos são substâncias que doam prótons e bases são substâncias que recebem prótons formando um par conjugado ácido-base.

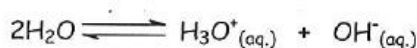


Outro conceito mais abrangente é o de Lewis. Ácido é toda substância que pode receber um par eletrônico, porque possui orbital livre. Bases são substâncias que possuem um par eletrônico disponível e pode ser compartilhado através de uma ligação coordenada.



Em soluções aquosas, a maior ou menor acidez do meio é dada pela atividade dos íons H_3O^+ presentes, que pode ser expressa em função da concentração dos íons H_3O^+ .

A água pura sofre ionização segundo a equação:



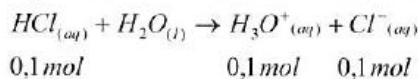
$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$$

Por definição, uma solução neutra, possui uma concentração de H_3O^+ e OH^- igual a 1×10^{-7} mol/L. Como este valor é muito pequeno, é convencional utilizar logaritmo, ou seja, expressar como pH:

$$\begin{aligned} \text{pH} &= -\log [\text{H}_3\text{O}^+] & \therefore & \text{pH} = -\log 1 \times 10^{-7} = 7,0 \quad \text{ou ainda como:} \\ \text{pOH} &= -\log [\text{OH}^-] & \therefore & \text{pOH} = -\log 1 \times 10^{-7} = 7,0 \end{aligned}$$

Deste modo, o pH é uma maneira simples de expressar a acidez de uma solução aquosa através de valores pequenos.

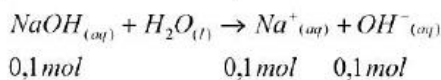
Como visto, na água pura, a concentração de íons H_3O^+ é igual a concentração de íons OH^- oriundos da dissociação da água. Ao adicionar, por exemplo, 0,1 mol de HCl, que é um eletrólito forte, este sofrerá uma dissociação completa formando 0,1 mol de H_3O^+ e 0,1 mol de Cl^-



$$\text{pH} = -\log 1 \times 10^{-1} = 1,0$$

Assim, a concentração de H_3O^+ aumenta no meio logo, o pH será dado pela soma das concentrações de H_3O^+ .

Uma situação inversa ocorre quando adicionamos uma base como, por exemplo, NaOH que também é um eletrólito forte. Neste caso, a concentração de íons OH^- é que sofre alteração, conseqüentemente o valor do pH também.



$$\text{pH} = -\log 1 \times 10^{-13} = 13,0$$

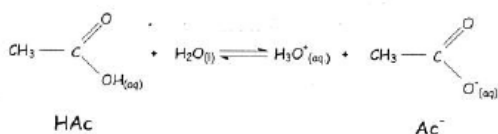
Os íons H_3O^+ e OH^- estão presentes em muitas reações importantes tanto no meio ambiente natural como industrial. São catalisadores de muitas reações, aumentando a velocidade da reação; regulam o desenvolvimento de microrganismos, fungos e bactérias; em águas, a acidez excessiva provocada pela chuva ácida pode levar a mortalidade de peixes e de modo geral interferir na biota local.

A teoria de Bronsted-Lowry tem importante aplicação na química analítica e segundo eles, a força de um ácido em solução aquosa é a medida da capacidade que ele possui em doar, ou perder prótons para a água. Já a força de uma base é a capacidade que ela possui de capturar prótons da água. De maneira quantitativa essa força é expressa pela constante de equilíbrio, K_a (ácido) e K_b (base). Assim:



$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

A reação de ionização do ácido acético é representada pela reação de equilíbrio abaixo:



$$K_a = \frac{[H_3O^+][Ac^-]}{[HAc]}$$

Para este equilíbrio existe uma constante, chamada de constante de dissociação ácida (K_a). Para trabalhar com estas equações é necessário conhecer o valor dessa constante que, pode ser determinada através do pH de uma solução de concentração conhecida. A constante K_a é um indicativo da força do ácido. Estes valores de constantes podem ser encontrados tabelados em apêndices de livros de química (como mostrado em anexo). Como existe uma relação entre K_a e K_b , os livros trazem apenas tabelas de K_a e a partir desses valores se determina K_b quando desejado.

- Indicadores Ácido-base

Algumas substâncias mudam de cor quando a acidez do meio varia, ou seja, quando o pH muda. Essas substâncias podem ser naturais ou sintéticas e são conhecidas por indicadores. Os indicadores ácido-base podem ser ácidos ou bases orgânicas fracas, que apresentam uma cor na forma molecular e outra quando na forma dissociada. A Tabela abaixo relaciona alguns indicadores e a faixa de mudança de cor.

Tabela: Alguns indicadores ácido-base.

Indicador	Intervalo de pH	Mudança de cor (ácido - base)
Azul de timol	1,2 - 2,8	Vermelho - amarelo
Alaranjado de metila	3,1 - 4,4	Laranja - amarelo
Verde de bromocresol	3,8 - 5,4	Amarelo - verde
Vermelho de metila	4,2 - 6,3	Vermelho - amarelo
Azul de bromotimol	6,2 - 7,6	Amarelo - azul
Vermelho fenol	6,8 - 8,4	Amarelo - vermelho
Fenolftaleína	8,3 - 10,0	Incolor - vermelho
Amarelo de alizarina GG	10,0 - 12,0	Amarelo - vermelho
vermelho congo	3,0-5,2	Azul-Vermelho
Azul de Bromofenol	3,0-4,6	Amarelo-azul-Violeta

2 - Procedimento Experimental

2.1 Medidas de pH através de pHmetro

- Utilizando um pHmetro, fazer a medida do pH de diferentes amostras comerciais disponibilizadas;
- Fazer os cálculos para determinar pOH , $[H^+]$, $[OH^-]$ e preencher a tabela abaixo:

AMOSTRA	pH	pOH	[H ⁺] (mol/L)	[OH ⁻] (mol/L)	Caráter (ácido/alcalino)

2.2 medidas de pH (valor aproximado) utilizando fitas indicadoras de pH

- Utilizando fitas indicadoras de pH fazer a medida do pH APROXIMADO de soluções de ácido e base fortes disponibilizadas;
- Preencher a tabela abaixo:

Solução ácida de	Reação de dissociação:			
	pH	pOH	[H ⁺] (mol/L)	[OH ⁻] (mol/L)
Solução alcalina de	Reação de dissociação:			
	pH	pOH	[H ⁺] (mol/L)	[OH ⁻] (mol/L)

2.3 Determinação da constante de ionização (K_a) do ácido acético

- Utilizando um pHmetro, fazer a medida do pH da solução de ácido acético disponibilizada ($C = \text{_____ mol/L}$);
- Escrever a reação de ionização do ácido acético em água e as concentrações das espécies no equilíbrio:

- Calcular o valor da constante de ionização (K_a) do ácido acético:

ANEXO 10 – ROTEIRO EXPERIMENTAL Nº 10

Solubilidade

– PROCEDIMENTOS EXPERIMENTAIS –

EXPERIMENTO 1 – SOLUBILIDADE DO CLORETO DE SÓDIO EM ÁGUA

Materiais e reagentes específicos

Tubo de centrífuga de 15 mL (06)	Estante para tubos de ensaio	Pisseta de água destilada
Béquer (corpo alto) de 250 mL	Béquer (corpo baixo) de 100 mL	Gelo
Balança com precisão de 0,01g	Espátula (canaleta)	Termômetro
Banho-maria	Água destilada gelada e quente	Cloreto de sódio comercial

Procedimento

- Identificar os tubos de centrífuga com a caneta marcadora como: 0°, 0², 25°, 25², 40° e 40². Identificar o número da bancada na tampa de cada tubo.
- Pesar nos tubos 0°, 25° e 40°, cerca de 0,5 g de cloreto de sódio, e nos tubos 0², 25² e 40², cerca de 2,0 g do sal.
- Em cada um dos tubos de centrífuga, adicionar água destilada na temperatura indicada abaixo até obter um volume final de 5 mL, fechar bem e agitar os tubos. A relação tubo-temperatura é:
 - nos tubos 40° e 40²; adicionar água a cerca de **40 °C**, colocando-os no banho-maria a esta temperatura;
 - nos tubos 25° e 25², adicionar água à **temperatura ambiente**, deixando-os na estante sobre a bancada;
 - nos tubos 0° e 0², adicionar água **gelada**, colocando-os, depois, em banho de gelo.
- Aguardar cerca de 10 minutos, e compará-los.

EXPERIMENTO 2 – SOLUBILIDADE DO CARBONATO DE SÓDIO EM ÁGUA

Materiais e reagentes específicos

- Os mesmos do Experimento 1, com exceção do uso de Carbonato de sódio comercial 98% no lugar do Cloreto de sódio comercial.

Procedimento

- Repetir o procedimento do Experimento 1 com o carbonato de sódio.

Disposição dos resíduos

- Após a comparação dos tubos, rejeitar as soluções na pia.

ANÁLISE DOS RESULTADOS

1. Houve presença de corpo de fundo no(s) tubo(s)? Em qual(is) deles?
2. O que ocorre com a solubilidade das substâncias à medida que a temperatura vai aumentando?

– BIBLIOGRAFIA CONSULTADA –

LIDE, D.R. *Handbook of chemistry and physics*. 87th ed. CRC Press, Boca Raton, 2006.

CONSTANTINO, M.G.; SILVA, G.V.J.; DONATE, P.M. *Fundamentos de química experimental*. EdUSP, São Paulo, 2004.

ANEXO 11 – ROTEIRO EXPERIMENTAL Nº 11

PRÁTICA Nº. 01

SOLUBILIDADE DE COMPOSTOS ORGÂNICOS

A solubilidade de compostos orgânicos é um importante parâmetro para a caracterização química. Testes de solubilidade permitem avaliar a presença ou ausência de grupos funcionais e reatividade em alguns casos.

De forma genérica, os testes de solubilidade permitem em uma análise inicial classificar o composto em substância ácida, básica ou neutra. Assim os testes são realizados em água, solução de hidróxido de sódio, solução de bicarbonato de sódio, ácido clorídrico diluído, éter e ácido sulfúrico concentrado. Em geral, compostos com grupos polares e de baixo peso molecular terão solubilidade em água. A presença de grupos ácidos (um grupo carboxila por exemplo) resultará em solubilização em meio básico devido a reação e formação de um acetato. Por outro lado, compostos com grupos básicos (aminas por exemplo) terão reação em meio ácido gerando um sal de amônio.

OBJETIVOS:

Esta prática tem como objetivo a determinação da solubilidade de compostos orgânicos através de um estudo sequencial com solventes classificando a amostra segundo sua função química.

METODOLOGIA

Materiais

- 01 estante de tubos de ensaio;
- 01 pipeta graduada de 10 mL;

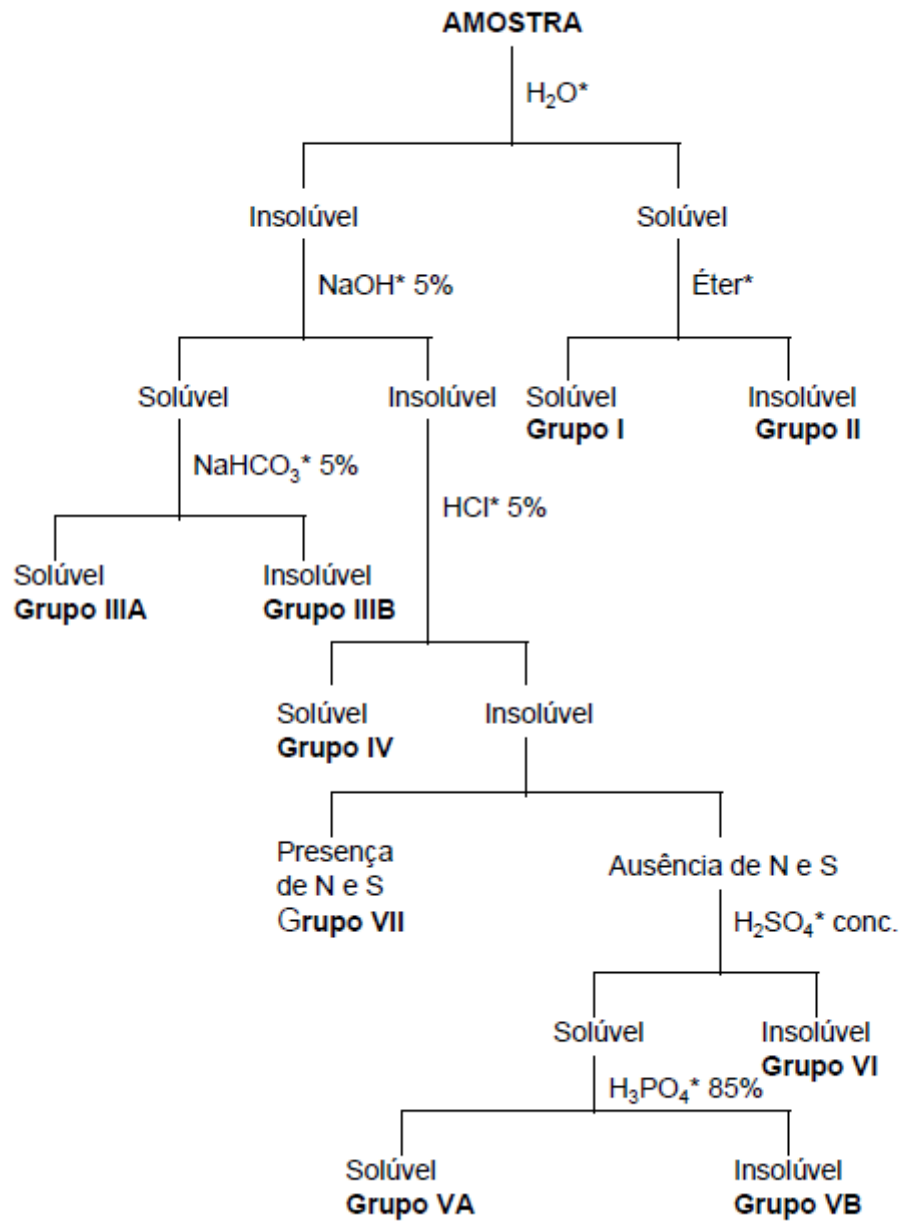
Reagentes

- Água Destilada;
- Éter;
- Hidróxido de Sódio 5%;
- Bicarbonato de Sódio 5%;
- Ácido Clorídrico 5%;
- Ácido Sulfúrico (concentrado);
- Ácido Fosfórico (85 %);

Procedimento

Você deverá receber cerca de 10 amostras não identificadas para realizar um estudo de solubilidade. O estudo será realizado com vários solventes, tais como: água, éter, ácido clorídrico 5 %, hidróxido de sódio 5 %, bicarbonato de sódio 5 %, ácido sulfúrico concentrado, ácido fosfórico 85 %. Utilize o Esquema I (anexo) para auxiliá-lo na realização dos experimentos. Após testar os solventes você deverá localizar a amostra em um determinado grupo, através da Tabela I.

Empregar 0,1 g de sólido ou 0,2 mL de líquido para 3 mL de solvente utilizando tubos de ensaio e adicionar 3 mL do solvente, agitar vigorosamente durante alguns minutos, acompanhando visualmente o comportamento do sistema. Se houver dissolução completa da amostra, o composto será considerado solúvel no solvente de teste (obs: os testes deverão ser realizados a temperatura ambiente).

Esquema I: PROCEDIMENTO PARA CLASSIFICAÇÃO DE SOLUBILIDADE.

GRUPO IV - *Compostos insolúveis em água e solúveis em HCl a 5%*

Aminas primárias, arilalcoilaminas e amidas alifáticas secundárias, aminas alifáticas e algumas arilalcoilaminas terciárias, hidrazinas.

GRUPO VA VB E VI - *Incluem compostos neutros que não apresentam enxofre e nitrogênio.***GRUPO VA** - *Compostos neutros insolúveis em água, mas solúveis em ácido sulfúrico concentrado e ácido fosfórico a 85%*

Álcoois, aldeídos, metilcetonas e ésteres que tem menos do que nove átomos de carbono, lactonas e ésteres.

GRUPO VB - *Compostos neutros solúveis em H_2SO_4 concentrado e insolúveis em H_3PO_4 a 85%.*

Cetonas, ésteres, hidrocarbonetos insaturados.

GRUPO VI - *Compostos e insolúveis em água e também em outros solventes chaves.*

Hidrocarbonetos alifáticos saturados, hidrocarbonetos parafínicos cíclicos, hidrocarbonetos aromáticos, derivados halogenados destes compostos e ésters diarílicos.

GRUPO VII - *Compostos insolúveis em água em HCl a 5% e NaOH a 5%*

Compostos neutros que contém enxofre e nitrogênios; halogênios podem também estar presentes, nitrocompostos, amidas, nitrilas, aminas, nitroso, azo e hidrazo e outros produtos intermediários de redução de nitroderivados, sulfonas sulfonamidas de aminas secundárias, sulfetos, e outros compostos contendo enxofre.

1. ELABORAÇÃO DO RELATÓRIO

O relatório deverá ser elaborado seguindo as estruturas já discutidas: objetivos, introdução, experimental, resultados e discussão, conclusão e bibliografia.

Deverão constar na parte de resultados e discussão uma tabela contendo todos os testes realizados com cada amostra bem como a solubilidade observada. Você deverá justificar em cada caso a escolha do grupo, bem como a evolução de gases, carbonização, etc através de reações gerais.

2. TOXICIDADE

ÁCIDOS: ação corrosiva sobre a pele, mucosas, olhos, tecidos respiratório e digestivo. A intensidade depende da natureza do ácido, concentração, tempo de contato.

- **Ácido Clorídrico**

Seu nome comercial é ácido muriático. Gás clorídrico borbulhado em água destilada.

Os vapores são irritantes às vias respiratórias. Pode causar lesões aos olhos e perda total de visão. Concentrado pode causar lesões e queimaduras na pele, diluído pode levar a desenvolvimento de dermatites. Os vapores são irritantes às vias respiratórias, causando laringite, bronquite, edema de glote, edema pulmonar e morte; os dentes podem ficar amarelados, amolecidos, desgastando e até quebrar. Por ingestão pode provocar queimaduras na mucosa da boca, esôfago e estômago.

- Ácido Sulfúrico

Em contato com a pele pode originar ulcerações e destruição dos tecidos; em contato com os olhos produz lesões graves na córnea e cegueira. Os vapores provocam irritação das mucosas do nariz, olhos, garganta, edemas agudos nos pulmões, laringe e possível morte.

Corrosão nos dentes é observada frequentemente.

Por ingestão acidental, provoca graves queimaduras nas mucosas da boca, garganta, esôfago, estômago, perfurações digestivas, diarreia e morte.

- Ácido Fosfórico

Geralmente é usado em solução aquosa.

Corrosivo para pele, olhos e mucosas. Libera vapores tóxicos com aquecimento.

BASES:

- Hidróxido de Sódio

Inalação provoca danos no trato respiratório até pneumonite grave. Corrosivo para todos os tecidos, chegando a ser fatal. Aos olhos causa opacidade de córnea, edema pronunciado, ulcerações e até cegueira.

3. CUIDADOS

- Não aquecer líquidos inflamáveis com chama de bico de Bunsen;
- Antes de acender o bico de Bunsen, certifique-se de que não há vazamentos de gás, e retire recipientes com líquidos inflamáveis para uma distância mínima de três ou quatro metros.
- Trabalhos com líquidos inflamáveis voláteis devem ser realizados em capelas com sistema elétrico a prova de explosão.
- O aquecimento de líquidos inflamáveis deve ser feito em banho-maria ou em balões com mantas aquecedoras.

Questões:

1. Defina solubilidade e miscibilidade.
2. Quais parâmetros estruturais determinam a miscibilidade entre compostos orgânicos?
3. Defina: substância polar e apolar; ácidos e bases de Brønsted e Lowry e ácidos e bases de Lewis.

ANEXO 12 – ROTEIRO EXPERIMENTAL N° 12

PRÁTICA N°. 02

IDENTIFICAÇÃO E CONFIRMAÇÃO DE GRUPOS FUNCIONAIS:

PARTE 1: ALDEÍDOS, CETONAS E ÁLCOOIS

Os grupos funcionais podem ser identificados a partir de certas reações, as quais podem ser usadas para fins de caracterização. Geralmente, testes qualitativos, de fácil execução, permitem caracterizar determinados grupos funcionais observando-se mudanças físicas provocadas por uma reação química. A partir da evidência experimental acumulada, deduz-se que grupo funcional (ou grupos funcionais), está (estão) presente(s) na amostra desconhecida..

Abaixo relacionamos os mais importantes testes de análise, usados na identificação e confirmação dos grupos funcionais mais comuns.

Reagentes:

- Acetaldeído
- acetato de etila
- acetona
- Bissulfito de sódio (10 %)
- etanol absoluto e etanol hidratado
- formol
- n-butanol
- sec-butanol
- terc-butanol
- NaOH 5%
- NaOH (10 %)
- solução de glicose 1 %
- solução de amônia (2 %)
- Lugol (I_2/KI)
- nitrato de prata – $AgNO_3$ (5 %)
- Reagente Benedict
- sulfato de cobre
- 2,4 Dinitrofenilhidrazina

Aparelhagem: 1 béquer de 400 mL
12 tubos de ensaio
1 estante para tubos ensaio
3 rolhas
tela de amianto
pisseta
pipetas de 1 e 5 mL
pipetador
conta-gotas
espátulas

Procedimento

Obs: Os aldeídos são normalmente mais reativos que as cetonas.

1- Teste de identificação de aldeídos e cetonas. Reação com 2,4-dinitrofenilhidrazina

Substâncias a serem testadas: acetaldeído, acetona e n-butanol.

Procedimento: Num tubo de ensaio, adicione 3 mL do reagente e 3 gotas das substâncias a serem testadas. Agite e observe.

A maioria dos aldeídos e cetonas formam dinitrofenilhidrazonas, que são sólidos insolúveis (normalmente apresentam coloração que varia de vermelho a amarelo). O produto tem, na maior parte dos casos, um ponto de fusão nítido, útil na identificação do aldeído ou cetona original.

2- Complexos de adição de bissulfito de sódio (10 %)

Substâncias a serem testadas: acetaldeído, acetona e acetado de etila

Procedimento: Coloque 1 mL do reagente num tubo de ensaio e junte 6 gotas da substância a ser testada. Arrolhe o tudo de ensaio e agite vigorosamente. Teste positivo para aldeídos e cetonas: precipitação de um complexo de adição de bissulfito.

- *Comentar no relatório sobre a utilidade desta reação.*

3- Reação do iodofórmio

Substâncias contendo o grupamento $\text{CH}_3\text{CO}-$ (grupo acetila) ou $\text{CH}_3\text{CHOH}-$ reagem com solução de iodo em meio fortemente básico, produzindo um precipitado característico de iodoformio e um íon carboxilato:

Substâncias a serem testadas: formol, acetaldeído, acetona e n-butanol

Procedimento: Dissolva 5 gotas da substância em 2 mL de H_2O destilada em um tubo de ensaio. Adicione 2 mL de NaOH 5% e Lugol (solução I_2/KI) gota a gota, com agitação. Observar se há precipitação de um sólido amarelo (CHI_3 - iodoformio).

TESTES DE DIFERENCIAÇÃO ENTRE ALDEÍDOS E CETONAS

4- Teste de Tollens (Formação do espelho de prata)

O teste permite a distinção entre aldeídos e cetonas. Aldeídos reagem com formação de prata elementar, a qual se deposita como um espelho nas paredes do tubo de ensaio. As cetonas não reagem.

Substâncias a serem testadas: acetona, glicose 1%

Procedimento: em um tubo de ensaio adicionar 0,5 mL do reagente e 4 gotas da substância. Agitar e observar. Se a reação não ocorrer à temperatura ambiente, aquecer ligeiramente em banho-maria.

OBS- lave bem os tubos de ensaio. O espelho de prata é explosivo.

Reagente: O reagente deve ser recém-preparado: 2 mL de AgNO_3 a 2% juntar 1 gota de hidróxido de sódio a 10%. Em sequência, adicionar, gota a gota, uma solução diluída (1:1) de NH_4OH até dissolução do precipitado de Ag_2O (evitar excesso de NH_4OH).

5- Teste de Fehling e de Benedict

Os reagentes de Fehling e de Benedict são usados na caracterização de grupos aldeídos, especialmente em carboidratos (açúcares redutores). Os reagentes contêm o íon cúprico complexado (azul) em meio básico com o íon tartarato (Fehling) ou citrato (Benedict). Aldeídos reagem com o cobre II complexado produzindo um carboxilato e precipitando o cobre como Cu_2O (cobre I), de cor marrom-avermelhada. O reagente de Fehling é usado como um teste qualitativo para a detecção de glicose na urina, uma indicação de diabetes ou disfunção renal.

Substâncias a serem testadas: acetona, glicose 1%

Procedimento (Benedict): misture 5 gotas da substância teste e 3 mL do reagente. Aqueça em banho-maria por 5 minutos.

PARTE 2: ÁLCOOIS

1- Presença de água no álcool - aqueça alguns grãos de sulfato de cobre II de cor azul em um tubo de ensaio seco. O sulfato de cobre se desidratará, tornando-se esbranquiçado. Junte a ele (após esfriar) 2 - 3mL de etanol comum (hidratado). Repita com etanol absoluto.

ANEXO 13 – ROTEIRO EXPERIMENTAL N° 13

PRÁTICA N°. 03

IDENTIFICAÇÃO E CONFIRMAÇÃO DE GRUPOS FUNCIONAIS:

Parte 3: ÁCIDOS CARBOXÍLICOS, FENÓIS e AMINAS

OBJETIVOS:

Esta prática tem como objetivo a identificação e confirmação de grupos funcionais de ácidos carboxílicos, fenóis e aminas através de reações químicas.

METODOLOGIA

Materiais

- erlenmeyer 125 mL;
- tubos de ensaio (01 estante com 12);
- béquer de 50 mL (01);
- pinça para tubo de ensaio (01);
- bastão de vidro;
- vidro de relógio (01);
- piceta;
- pipetas de 1 e 5 mL;
- pipetador.

Reagentes

- Fenolftaleína;
- Azul de Bromotimol;
- Solução de Permanganato de Potássio (0,01 M);
- NaOH (10 %);
- NaHCO_3 (5 %)
- Cloreto Férrico (5 %) em etanol;
- Anilina;
- Dietilamina;
- HCl (conc.);
- Beta Naftol;
- Ácido Benzoico;
- Fenol;
- etanol

ÁCIDOS CARBOXÍLICOS

1- Teste com bicarbonato de sódio

Coloque alguns cristais de ácido benzoico em um vidro de relógio. Adicione gota a gota solução de NaHCO_3 5%. O desprendimento de gás (bolhas de CO_2) indica a presença de ácido carboxílico.

FENÓIS:

1- Teste com hidróxido de sódio (NaOH a 10% em água)

Os fenóis reagem com hidróxido de sódio aquoso, produzindo soluções de fenóxidos, as quais sofrem fácil oxidação por ar, dando soluções coloridas (geralmente marrons). Alguns fenóis não se dissolvem facilmente em hidróxido de sódio a 10%, mas o fazem em soluções mais diluídas.

Procedimento: Adicione uma pequena quantidade da amostra a ser testada a 1 mL de hidróxido de sódio a 10%. Agite bem e observe se há desenvolvimento de cor. Caso isto não ocorra, deixe a solução em repouso por 30 minutos. Se houver precipitação, dilua a solução com 20 mL de água e agite.

2- Teste com cloreto férrico 5%

Dissolva alguns cristais das substâncias a serem testadas (**fenol**, **β -naftol**, **ácido benzóico**) em 1 mL de etanol. Coloque algumas gotas de cloreto férrico 5% (em etanol). O aparecimento de uma coloração azul, violeta, púrpura, verde ou vermelho acastanhado indica a presença de fenol. A formação da cor é imediata, mas pode desaparecer imediatamente.

AMINAS

1- Solubilidade

Adicione uma gota da amina a 1 mL de água destilada e verifique a solubilidade. A maioria das aminas, contendo menos de 8 átomos de carbono, são solúveis. As aminas aromáticas são insolúveis, com exceção daquelas onde o grupo amino não é ligado ao anel aromático (benzilamina por exemplo).

Substâncias a serem testadas: **anilina e dietilamina**.

2- Basicidade das aminas

Adicione uma gota da amina em dois tubos de ensaio contendo 1 mL de água destilada. Num dos tubos adicione uma gota de fenolftaleína e no outro, uma gota de azul de bromotimol. Tire suas conclusões.

Substância a ser testada: **dietilamina, acetona, anilina**

ANEXO 14 – ROTEIRO EXPERIMENTAL Nº 14

PRÁTICA Nº. 04

ISOLAMENTO E PURIFICAÇÃO DE COMPOSTOS ORGÂNICOS COM SOLVENTES

Neste experimento será separada uma mistura de quatro compostos orgânicos: naftaleno, β -naftol, ácido benzóico e *p*-nitroanilina, usando solventes reativos. A *p*-nitroanilina pode ser removida da fase etérea por extração, com uma solução aquosa de ácido clorídrico, a qual converte a base no seu respectivo sal. O ácido benzóico poderá ser extraído da fase etérea com adição de solução aquosa de bicarbonato de sódio. O β -naftol, por ser menos ácido que o ácido benzóico, poderá ser extraído com solução aquosa de hidróxido de sódio.

METODOLOGIA

Materiais:

- Béqueres
- Bastão de vidro
- Funil de separação

Reagentes:

- Naftaleno
- β -naftol
- Ácido benzóico
- *p*-nitroanilina
- éter dietílico
- Solução de NaOH 0,1N

Procedimento experimental:

- Pese 1 g de cada um dos seguintes compostos: naftaleno, β -naftol, ácido benzóico e *p*-nitroanilina.
- Junte os quatro compostos em um erlenmeyer e dissolva em 100 mL de éter etílico. Transfira a solução etérea para um funil de separação e extraia com soluções aquosas na ordem descrita abaixo, *mantendo a solução etérea no funil (nota: durante o processo de extração abra a torneira do funil de separação periodicamente, permitindo a equalização de pressão)*.
- Extraia com HCl 10% (3x) usando porções de 30 mL. Combine as frações aquosas e neutralize com NaOH (conc.). Recupere o precipitado por filtração a vácuo. Qual o composto isolado?
- Extraia com NaHCO₃ 10% (3x) usando porções de 30 mL. Combine as frações aquosas e neutralizar, vagarosamente, com HCl concentrado e com agitação branda. Recupere o precipitado por filtração a vácuo. Que composto foi extraído?
- Extraia com NaOH 10% (3x), com porções de 30 mL. Combine as frações aquosas, neutralize com HCl concentrado. Recupere o precipitado por filtração a vácuo. Que composto foi extraído agora?

- Remova a solução etérea do funil de separação, lave com H_2O , seque com Na_2SO_4 , filtre para um balão ou erlenmeyer e evapore o éter em um evaporador rotatório ou em banho-maria. Que composto foi recuperado na fase etérea?
- Seque os produtos sólidos entre papéis de filtro e depois em dessecador a vácuo. Pese todos os compostos e calcule a porcentagem de material recuperado. Determine o ponto de fusão de cada sólido.

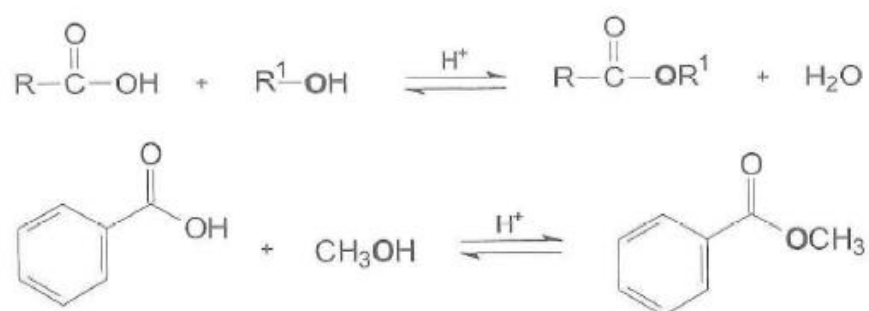
	ETAPA 1	ETAPA 2	ETAPA 3	ETAPA 4
COMPOSTO EXTRAÍDO				
MASSA (G)				
RENDIMENTO (%)				
P.F. (°C)				

ANEXO 15 – ROTEIRO EXPERIMENTAL N° 15

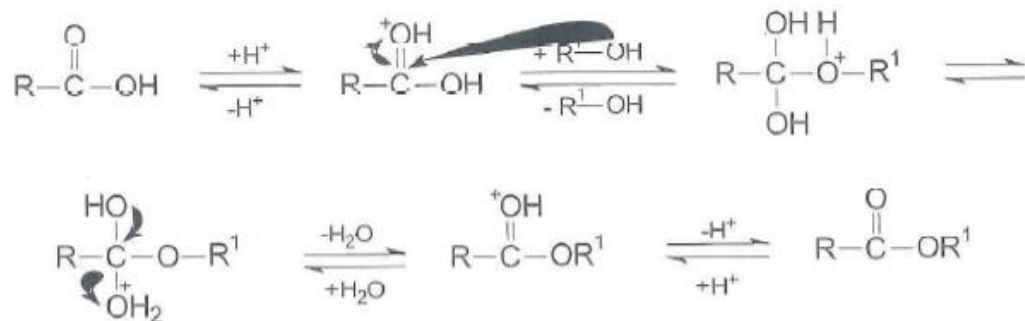
PRÁTICA N°. 05

REAÇÕES DE ESTERIFICAÇÃO

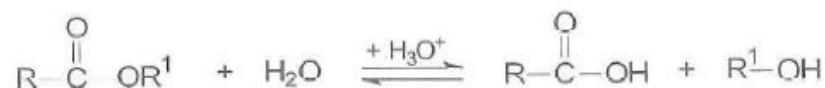
Os ésteres simples são geralmente preparados em laboratório através de reação de um ácido carboxílico com um álcool, na presença de um ácido como catalisador. A reação é frequentemente chamada de *esterificação de Fischer*.



Mecanismo da esterificação de Fischer envolve várias etapas.

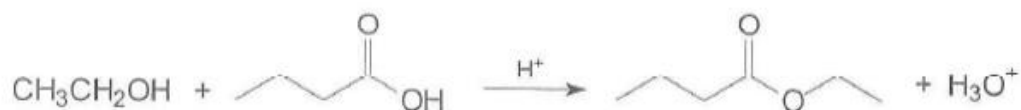


Se acompanharmos as reações inversas neste mecanismo, temos o mecanismo da hidrólise de éster catalisada por ácido.



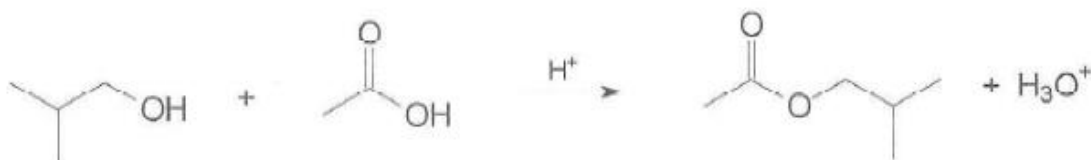
Procedimento: Reação de esterificação

Síntese do Butanoato de etila – Fragrância do abacaxi



Compostos	PM (g/mol)	PE(°C)	d (g/ml)
Etanol	46	78	0,785
Ácido butírico	88	162	0,964
Butanoato de etila	116		

REAGENTES	Etanol, ácido butírico, ácido sulfúrico concentrado, éter etílico, carbonato de sódio anidro, água destilada
Aparelhagem	Balão 250 ml; condensador de refluxo; 2 frascos de Erlenmeyer (125 ml); funil de separação; barra de agitação magnética; agitador magnético; funil de filtração.
Técnica	Adicionar em um balão 20 ml de etanol (excesso); ácido butírico (70 mmol, 6,2g) e 20 gotas de ácido sulfúrico concentrado. Deixar em refluxo por 1 hora. Resfriar a temperatura ambiente. Transferir para um funil de separação, adicionar 15 ml de éter etílico e 15 ml de água destilada, agitar, separar a fase orgânica, recolher no balão reacional e adicionar carbonato de sódio até cessar o desprendimento de gás. Extrair novamente com 2x 15 ml de água destilada, secar a fase orgânica com sulfato de sódio anidro, filtrar para um balão pesado, evaporar o solvente em rotavapor. Calcular o rendimento
Tempo	~2h

10º Procedimento: Reação de esterificação**Síntese do Acetato de *i*-butila – Fragrância do morango**

Compostos	PM (g/mol)	PE(°C)	D (g/ml)
<i>i</i> -butanol	74	108	0,803
Ácido acético	60	117-118	1,05
Acetato de <i>i</i> -butila	116		

REAGENTES	<i>i</i> -butanol, ácido acético, ácido sulfúrico concentrado, éter etílico, carbonato de sódio anidro, água destilada
Aparelhagem	Balão 250 ml; condensador de refluxo; 2 frascos de Erlenmeyer (125 ml); funil de separação; barra de agitação magnética; agitador magnético; funil de filtração.
Técnica	Adicionar em um balão 50 ml de <i>i</i> -butanol (140 mmol, 10,37g); ácido acético (70 mmol, 4,34g) e 20 gotas de ácido sulfúrico concentrado. Deixar em refluxo por 1 hora. Resfriar a temperatura ambiente. Transferir para um funil de separação, adicionar 15 ml de éter etílico e 15 ml de água destilada, agitar, separar a fase orgânica, recolher no balão reacional e adicionar carbonato de sódio até cessar o desprendimento de gás. Extrair novamente com 2x 15 ml de água destilada, secar a fase orgânica com sulfato de sódio anidro, filtrar para um balão pesado, evaporar o solvente em rotavapor. Calcular o rendimento
Tempo	~2h

ANEXO 16 – ROTEIRO EXPERIMENTAL N° 16

PRÁTICA N°. 07

SÍNTESE E PURIFICAÇÃO DA ACETANILIDA

OBJETIVOS:

Esta prática tem como objetivo a síntese da acetanilida e posterior purificação por recristalização.

METODOLOGIA

Materiais

- 01 Béquer (400 mL);
- 01 Proveta (100 mL);
- 02 Bastão de vidro;
- 03 Pipeta (10 mL);
- 01 Espátula;
- 01 Bomba de Vácuo;
- 01 conexão de borracha;
- 02 Kitassato (500 mL);
- 01 Funil de Büchner;
- 03 Papel de Filtro;
- 01 Tripé e tela de amianto;
- 01 Béquer (600 mL);
- 01 Funil de Vidro;
- Água Destilada Gelada;
- Banho de Gelo.

Reagentes

- Acetato de Sódio;
- Ácido Acético;
- Anidrido Acético;
- Anilina;
- Carvão Ativo.

Procedimento

⇒ Síntese

1. Pese 2,1 g de acetato de sódio e coloque em um béquer de 400 mL.
2. **Na capela**, adicione 8 mL de ácido acético;
3. Com agitação constante, ainda **na capela**, adicione em pequenas porções 8 mL de anilina e 8 mL de anidrido acético;
4. **Na capela**, adicione à mistura 120 mL de água gelada;
5. Coloque a mistura em banho de gelo até o aparecimento dos cristais;
6. Filtre os cristais à vácuo utilizando funil de Büchner;
7. Lave o sólido obtido com pequenas quantidades de água.
8. O sólido que você obteve é a **acetanilida**.

⇒ Purificação por Recristalização

1. Dissolva o sólido obtido em 200 mL de água destilada;
2. Aqueça a mistura para dissolver toda a acetanilida;

3. Quando **toda** acetanilida estiver dissolvida, adicione cuidadosamente uma pequena porção de carvão ativo;
4. Filtre a mistura a quente em um funil de vidro (filtração simples usando papel de filtro pregueado). O SÓLIDO NÃO DEVE CRISTALIZAR NO FUNIL!!!
5. Resfrie o filtrado em água gelada até o aparecimento dos cristais.
6. Filtre à vácuo lavando o sólido com pequenas porções de água gelada;
7. Guardar em um vidro de relógio (com identificação do grupo) e pesar na aula seguinte para obtenção do rendimento.

ELABORAÇÃO DO RELATÓRIO

Introdução: Escreva sobre a acetanilida: histórico; mecanismo de ação; aspectos químicos relacionados à sua síntese (acilação de aminas); recristalização de sólidos; uso do carvão ativo na purificação de sólidos.

Experimental: poderá ser baseado na apostila.

Resultados e Discussão:

Com relação à **síntese** discuta os seguintes aspectos:

- A reação de obtenção da acetanilida: reação entre o anidrido acético e a anilina.
- Por quê são adicionados 120 mL de água durante o processo de síntese? Discuta.
- Por quê os cristais formados são lavados repetidas vezes com água gelada?
- Comente sobre a utilidade do carvão ativo na purificação da acetanilida.
- Com relação ao **rendimento obtido**: inicialmente você deve calcular o rendimento teórico, ou seja, quanto de massa você deveria obter caso o rendimento fosse de 100%. Isto deve ser feito da seguinte maneira:
- Pesar a acetanilida após secagem;
- Pesquisar a reação de síntese da acetanilida observando a estequiometria da reação.
- Calcular os pesos moleculares dos reagentes e produtos.
- Calcular a massa de anidrido acético (o dado que você tem é de volume) através do conhecimento da densidade.
- Calcular o número de moles de anilina, anidrido acético, acetanilida e ácido acético.
- De acordo com a estequiometria da reação (número de moles) você poderá obter a massa teórica e compará-la com a que você encontrou através da seguinte regra de três:

$$\frac{M_{\text{teórica}}}{M_{\text{exp}}} = \frac{100\%}{X} \quad \text{Onde X é o rendimento da sua síntese.}$$

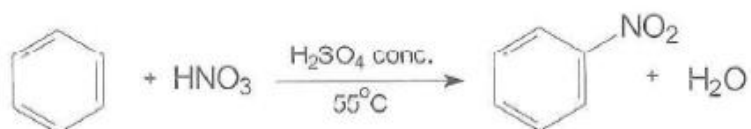
Discuta o rendimento em função das etapas do processo.

ANEXO 17 – ROTEIRO EXPERIMENTAL N° 17

PRÁTICA N°. 07

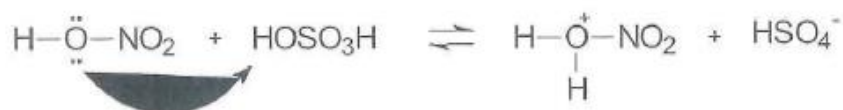
Reação de Nitração via SEA

O benzeno reage lentamente com ácido nítrico concentrado a quente para produzir o nitrobenzeno. A reação é muito mais rápida quando é efetuada aquecendo-se o benzeno com uma mistura dos ácidos nítrico e sulfúrico concentrados.



A reação começa com o ácido sulfúrico protonando o ácido nítrico (etapa 1) gerando H_2NO_3^+ , com a perda de uma molécula de água leva ao íon nitrônio (etapa 2) que é o agente eletrofílico da reação.

Etapa 1

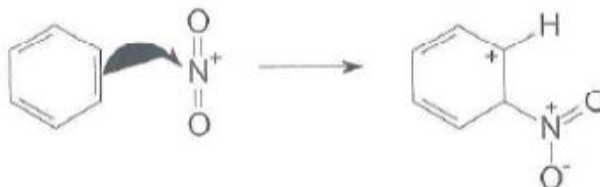


Etapa 2:



O íon nitrônio reage com o benzeno formando (etapa 3), levando a um intermediário que com a perda de um próton gera o composto nitrado (etapa 4).

Etapa 3:

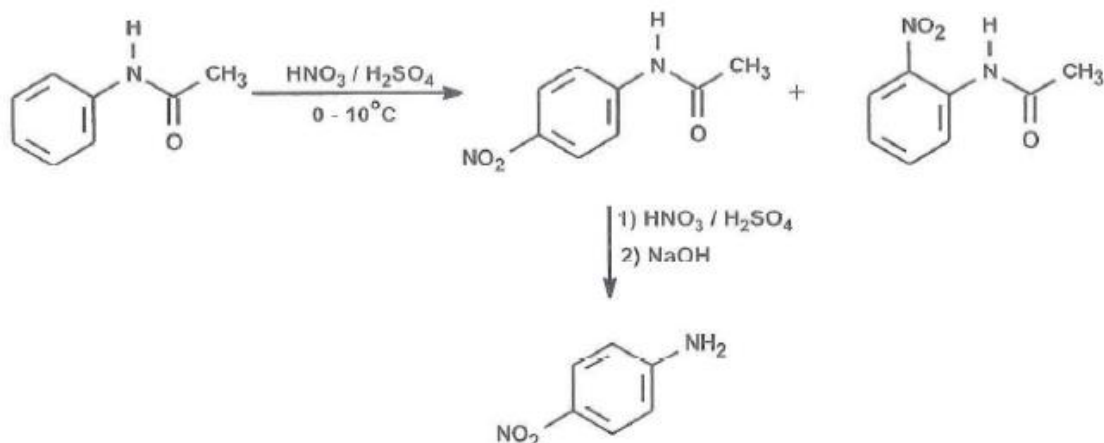


Etapa 4:



Síntese de *p*-Nitroanilina

Obtenção da *p*-Nitroanilina (reação de nitração)



Compostos	PM (g/mol)	PE/PF (°C)	N° mol	Massa
Acetanilida	135	113-5	22,2 mmol	3g
<i>p</i> -nitroacetanilida	181	215	22,2 mmol (100%)	

Nitração da acetanilida

Reagentes: 3g de acetanilida, H_2SO_4 , HNO_3 , água destilada.

Aparelhagem: frasco de erlenmeyer (50 ml) ou balão, copo de béquer, barra de agitação magnética, agitador magnético.

Técnica A um frasco de erlenmeyer ou balão adicionar 3,0g (22,2 mmol) de acetanilida e 5 ml de ácido sulfúrico concentrado. Resfriar a mistura até 2°C em banho de gelo.

Preparar uma solução nitrante: misturar 2ml de ácido nítrico + 5ml de ácido sulfúrico (cuidado contato com a pele).

Adicionar a solução nitrante lentamente e em pequenas proporções (~0,5ml) sobre a mistura de acetanilida e ácido sulfúrico descrita acima, mantendo a temperatura reacional abaixo de 10°C. O tempo de adição deve variar entre 5 a 10 min.

Deixar em repouso por 10 min. Adicionar 20ml de água e gelo. Neste momento ocorre a formação de uma suspensão de isômeros nitrados (orto e para-nitro derivados).

Filtrar em funil de Büchner o sólido formado, lavar com pequena proporção de água gelada.

Rendimento: ~80%