

QFL 2129 – QUÍMICA INORGÂNICA

Grande Área Química – Escola Politécnica

Informações e Roteiros de Laboratório

2017

QFL 2129 - QUÍMICA INORGÂNICA

Informações e Roteiros de Laboratório

ALUNO: _____

Docentes

Ana Maria da Costa Ferreira (coordenadora)

Vitor de Moraes Zamarion

Dalva Lúcia Araujo de Faria

Monitores

Diego Holanda P. de Souza (dhpsouza@usp.br)

Josué Martins Gonçalves (josuefisicoquimico@hotmail.com)

Lady Vanessa Q. Garrido (vanes.quispeg@usp.br)

Técnicos

Sandro Muniz Gonçalves (sanmungo@iq.usp.br)

Priscila Cesari (pcesari@iq.usp.br)

Sumário

Informações gerais	1	
Cronograma	5	
EXPERIMENTO 1		
Segurança. Materiais.		
Reações Químicas	6	
EXPERIMENTO 2		
Análise Quantitativa	10	
EXPERIMENTO 3		
Equilíbrio Químico: Kps AgBrO_3	12	
EXPERIMENTO 4		
Ciclo do Cobre	14	
EXPERIMENTO 5		
Propriedades dos Não-Metais: halogênios	16	
EXPERIMENTO 6		
Propriedades dos Não-Metais: grupos 15 e 16	18	
EXPERIMENTO 7		
Propriedades de metais	21	
EXPERIMENTO 8		
Metais em Solução	23	
EXPERIMENTO 9		
Nanopartículas: síntese e propriedades	25	
EXPERIMENTO 10		
Zeólitas: aplicação em troca iônica	27	
A N E X O S		
I - Modelo de fluxograma de procedimentos		30
II - Propriedades de substâncias		32
III - Constantes de estabilidade e Equilíbrio. Soluções-tampão		33
IV - Como escrever equações iônicas		37
V - Complexos ou compostos de coordenação		38
VI - Nomenclatura e fórmulas de compostos iônicos		41
VII - Estruturas eletrônicas de Lewis para íons e moléculas		43
VIII - Geometria das moléculas		44
IX - Polaridade de ligação e eletronegatividade		47
X - Estabilidade de carbonatos		50
XI - Reações de óxido-redução		51
XII - Diagramas de Latimer		52
XIII - Diagrama de Ellingham		56

Objetivos da disciplina

Apresentar uma visão geral da química dos elementos e seus principais compostos, com ênfase nas estruturas, propriedades e aplicações.

Docentes

Profa. Dra. Ana Maria da Costa Ferreira (coordenadora) - Bloco 2 Inferior, Sala 205 (amdcferr@iq.usp.br)

Profa. Dra. Dalva Lúcia A. de Faria - Bloco 4 Inferior, Sala 411 (dlfaria@iq.usp.br)

Prof. Dr. Vitor de Moraes Zamarion – Bloco 11 Superior, Sala 1159 (zamarion@iq.usp.br)

Monitores

Diego Holanda P. de Souza (dhpsouza@usp.br)

Josué Martins Gonçalves (josuemartins@usp.br)

Lady Vanessa Q. Garrido (vanes.quispeg@gmail.com)

Técnicos

Sandro Muniz Gonçalves (sanmungo@iq.usp.br), Bloco 7 Inferior

Priscila Cesari (pcesari@iq.usp.br), Bloco 8

Horário

Turma 30/31 - Terças – **Teoria:** 13:00 – 14:45h; **Laboratório:** 15:00 – 17:00h

Turma 35/36 - Quintas – **Teoria:** 13:00 – 14:45h; **Laboratório:** 15:00 – 17:00h

Local

Aulas teóricas - Sala 0767 - Bloco 7 Superior

Aulas experimentais - Laboratórios Didáticos - Bloco 1 Inferior

Site da disciplina

Acesse o conteúdo das aulas, avisos gerais e listas de exercícios no endereço:

<http://www.tidia-ae.usp.br/portal>

<http://stoa.usp.br/portal/index.html>

Metodologia

O trabalho no laboratório será feito em equipes de três alunos. É obrigatório o uso de avental e óculos de segurança. Os alunos não poderão trabalhar no laboratório usando: lentes de contato, bermudas, saias, sandálias. Antes de iniciar as aulas de laboratório, os alunos deverão ler o Manual sobre ***“NOÇÕES ELEMENTARES DE SEGURANÇA PARA OS LABORATÓRIOS DIDÁTICOS DO IQ-USP”***, acessado em http://www3.iq.usp.br/paginas_view.php?idPagina=824, clicando em Manual. Deverá também assinar a Declaração em anexo, comprometendo-se em seguir as recomendações ali descritas, incondicionalmente.

Trazar esta declaração pessoal assinada no primeiro dia de aula experimental.

Por razões de segurança, os alunos que não estiverem regularmente matriculados na disciplina não poderão frequentar as aulas práticas.

Cada aluno deverá se preparar para a aula de laboratório elaborando, em seu caderno de aula, um fluxograma representando esquematicamente cada experimento conforme instruções no Anexo 1. Neste fluxograma deverão ser anotadas as observações feitas na aula experimental.

Ao término da aula prática, as equipes farão um relatório orientado e sucinto sobre os resultados obtidos, a ser entregue na próxima aula de laboratório.

Critério de Aprovação

$$Média\ Final = \frac{xT + yL}{(x + y)}$$

T= média aritmética das notas das provas

L = média aritmética das notas dos relatórios

se $T \geq 5,0$ e $L \geq 5,0 \Rightarrow x = 6$ e $y = 4$

se $T < 5,0 \Rightarrow y = 0$

se $L < 5,0 \Rightarrow x = 0$

se $T < 5,0$ e $L < 5,0 \Rightarrow T \leq L, y = 0$

$L < T, x = 0$

Recuperação

Somente os alunos que satisfizerem simultaneamente as condições a seguir terão direito à recuperação: $M \geq 3,0$ e frequência $\geq 70\%$. Para obter aprovação, a nota final deverá ser $\geq 5,0$ e será calculada com peso de 2/3 para a *Prova de Recuperação* e 1/3 para a *Média Final* obtida no semestre.

Provas

Prova 1: 19/04/2017 quarta-feira – 10:00 h – Anfiteatro - POLI

Prova 2: 24/05/2017 quarta-feira – 10:00 h – Anfiteatro - POLI

Prova 3: 05/07/2017 quarta-feira – 10:00 h – Anfiteatro - POLI

Prova Substitutiva (fechada): 12/07/2016 – quarta-feira – 10:00h – sala (IQ)

Prova de Recuperação: 26/07/2017 – quarta-feira – 10:00 h – sala ... (IQ)

A prova substitutiva compreende toda a matéria e somente poderá ser feita em caso de falta em uma das provas.

Bibliografia

- 📖 M. Weller, T. Overton, J. Rourke, F. Armstrong, *Inorganic Chemistry*, Oxford, 6a. ed., **2014**.
- 📖 A. Burrows, J. Holman, A. Parsons, G. Pilling, G. Price, *Chemistry*, Oxford, New York, **2009**.
- 📖 P. Atkins e L. Jones, *Princípios de Química*, Bookman, Porto Alegre, **2001**.
- 📖 C.E. Housecroft, A.G. Sharpe, *Inorganic Chemistry*, Prentice Hall, **2001**.
- 📖 T.W. Swaddle, *Inorganic Chemistry: an industrial and environmental perspective*, Academic Press, San Diego, **1997**.
- 📖 J. C. Kotz e P. Treichel Jr., *Química e reações químicas*, vol. 1 e 2, LTC Editora, Rio de Janeiro, **2002**.
- 📖 D. F. Shriver e P. W. Atkins, *Química Inorgânica*, Bookman, Porto Alegre, 3ª ed., **2003**.

Descarte de material

Para cada resíduo: verifique se há frasco rotulado para descarte do resíduo na bancada lateral ou **na capela**. Por exemplo, solventes orgânicos, solventes halogenados ou metais pesados devem ser armazenados em frascos em separado. Em caso de dúvidas, consulte sempre o professor, o técnico ou monitor da disciplina. **Cuidado com resíduos tóxicos ou irritantes!** Se o material não contém resíduos tóxicos e você for instruído a jogar as soluções na pia, tome o cuidado de diluí-las com água e deixar escorrer bastante água corrente, após o descarte.

As soluções básicas devem ser misturadas com as ácidas e depois serão tratadas para descarte, pelo técnico do laboratório, de acordo com o procedimento abaixo.

Descarte de soluções ácidas ou básicas

O descarte de soluções ácidas ou básicas deve ser realizado da seguinte maneira (*use sempre óculos de segurança e, se necessário, luvas adequadas*):

1. Se a solução a ser descartada contém ácido mineral (ácidos clorídrico, sulfúrico, nítrico ou acético, por exemplo) em uma concentração superior a 1 mol/L, dilua com água até a concentração da solução alcançar aproximadamente este valor (*não se esqueça: o ácido concentrado deve ser adicionado à água e não o contrário!*).
2. Neutralize, então, a solução ácida com uma solução básica diluída de hidróxido de sódio (~ 5%) ou pela adição de carbonato de sódio sólido. A base deve ser adicionada lentamente, sob agitação e, se necessário, usando um banho de gelo para manter a temperatura abaixo de 40°C. No final do processo, pH da mistura deve ser ~ 7.

3. Para descartar soluções básicas, proceda de maneira análoga à descrita para os ácidos: diluição com água até atingir uma concentração 1 mol/L e neutralização com solução 1 mol/L de ácido clorídrico ou acético.

4. As soluções neutralizadas podem, então, ser descartadas na pia, mantendo-se o fluxo de água por alguns segundos. Nos processos de neutralização, quando possível, use soluções ácidas ou básicas que estejam aguardando o descarte ao invés de soluções “limpas”.

Referência:

M.A. Armour, *J. Chem. Educ.* 65 (1988) A64.

Data	Atividade - Turma 30/31	Data	Atividade - Turma 35/36
07/03	Introdução à disciplina. Teste Aula 1 - Propriedades Periódicas.	09/03	Introdução à disciplina. Teste Aula 1- Propriedades Periódicas.
14/03	Aula 2 – Estrutura molecular e propriedades físicas e químicas. Transformações Químicas. Balanceamento de reações. Lab 1: Segurança. Materiais. Reações Químicas.	16/03	Aula 2 – Estrutura molecular e propriedades físicas e químicas. Transformações Químicas. Balanceamento de reações. Lab 1: Segurança. Materiais. Reações Químicas.
21/03	Aula 3 - Estruturas de Lewis. Teoria RPENV. Ligação Química. Lab 2: Análise quantitativa	23/03	Aula 3 – Estruturas de Lewis. Teoria RPENV. Ligação Química. Lab 2: Análise quantitativa
28/03	Aula 4 - Equilíbrios químicos. Estabilidade termodinâmica e cinética. Solubilidade. Lab 3: Equilíbrio químico (K_{ps} $AgBrO_3$)	30/03	Aula 4 – Equilíbrios químicos. Estabilidade termodinâmica e cinética. Solubilidade. Lab 3: Equilíbrio químico (K_{ps} $AgBrO_3$)
04/04	Aula 5 - Equilíbrios simultâneos. Efeito do íon comum. Ácidos e Bases. Soluções-tampão. Lab 4- Ciclo do Cobre	06/04	Aula 5 - Equilíbrios simultâneos. Efeito do íon comum. Ácidos e Bases. Soluções-tampão. Lab 4- Ciclo do Cobre
10 a 14/04	Semana Santa	10 a 14/04	Semana Santa
19/04	Prova 1 (4ª. feira, 10h, Biênio)	19/04	Prova 1 (4ª. feira, 10h, Biênio)
25/04	Aula 6 - Não-metaís: halogênios. A química inorgânica do carbono. Lab 5- Propriedades dos não-metaís: halogênios	27/04	Aula 6 - Não-metaís: halogênios. A química inorgânica do carbono. Lab 5- Propriedades dos não-metaís: halogênios
02/05	Aula 7 - Não-metaís: nitrogênio, fósforo, oxigênio e enxofre. Diagramas de Latimer e de Frost. Lab 6- Propr. dos não-metaís: grupos 15 e 16	04/05	Aula 7 - Não-metaís: nitrogênio, fósforo, oxigênio e enxofre. Diagramas de Latimer e de Frost. Lab 6- Propr. dos não-metaís: grupos 15 e 16
09/05	Aula 8 - Processos Redox. Metaís: minérios, métodos de obtenção, diagramas de Latimer.	11/05	Aula 8 - Processos Redox. Metaís: minérios, métodos de obtenção, diagramas de Latimer.
16/05	Aula 9- Metaís: diagramas de Frost, diagramas de Ellingham. Aluminotermia. Exercícios Lab 7: Propriedades dos metaís	18/05	Aula 9 - Metaís: diagramas de Frost, diagramas de Ellingham. Aluminotermia. Exercícios Lab 7: Propriedades dos metaís
24/05	Prova 2 (4ª. feira, 10h, Biênio)	24/05	Prova 2 (4ª. feira, 10h, Biênio)
30/05	Aula 10 - Compostos de Coordenação: ligação, propriedades. Lab 8: Metaís em solução	01/06	Aula 10 - Compostos de Coordenação: ligação, propriedades. Lab 8: Metaís em solução
06/06	Aula 11- Comp. de Coordenação: Aplicações. Química Supramolecular. Nanopartículas. Lab 9: Nanopartículas metálicas	08/06	Aula 11- Comp. de Coordenação: Aplicações. Química Supramolecular. Nanopartículas. Lab 9: Nanopartículas metálicas
13/06	Exercícios.	15/06	Corpus Christi
20/06	Aula 12- Novos Materiais: MOFs, Zeólitas, Argilas. Aplicações: Catálise; Armazenamento de CO_2 . Lab 10: Zeólitas – aplicação em troca iônica	22/06	Aula 12- Novos Materiais: MOFs, Zeólitas, Argilas. Aplicações: Catálise; Armazenamento de CO_2 . Lab 10: Zeólitas – aplicação em troca iônica
27/06	Exercícios	29/06	Exercícios
05/07	Prova 3 (4ª. feira, 10h, Biênio)	05/07	Prova 3 (4ª. feira, 10h, Biênio)
12/07	Prova Substitutiva (4ª. feira, 10:00h, IQ)	12/07	Prova Substitutiva (4ª. feira, 10:00h, IQ)
26/07	Prova de Recuperação (4ª. feira, 10h, IQ)	26/07	Prova de Recuperação (4ª. feira, 10h, IQ)

Consulte o Merck Index *on line* sobre a toxicidade de sais de níquel, crômio, cobre, ferro e alumínio, ou quaisquer compostos novos para você, e apresente estes dados em forma de tabela.

Segurança em Laboratório. Materiais em Laboratório. Reações Químicas

OBJETIVOS: *Aprender noções de segurança em laboratório. Aprender os nomes e a correta utilização de vidrarias e outros materiais. Observar as evidências experimentais que permitem verificar a ocorrência de uma transformação química. Verificar diferentes tipos de reações químicas. Equacionar corretamente as reações químicas envolvidas.*

TAREFA PRÉ-LABORATÓRIO

Consulte o Merck Index *on line* sobre a toxicidade de sais de níquel, crômio, cobre, ferro e alumínio, ou quaisquer compostos novos para você, e apresente estes dados em forma de tabela.

PARTE 1 – SEGURANÇA EM LABORATÓRIO

PARTE 2 – CORRETA UTILIZAÇÃO DE VIDRARIAS EM LABORATÓRIO

PARTE 3 – REAÇÕES QUÍMICAS

PROCEDIMENTO

É muito importante que você anote cuidadosamente suas observações experimentais. Segure sempre os tubos em ensaio com uma pinça de madeira, ao aquecê-los.

- 1) Com o auxílio de uma pinça, pegue um pedaço de uma fita de magnésio, coloque-a para aquecer, cuidadosamente, na chama de um bico de Bunsen e observe.
- 2) Coloque em um tubo de ensaio, limpo e seco, alguns cristais de dicromato de amônio. Aqueça lenta e cuidadosamente na chama do bico de Bunsen e observe.
- 3) Repita o procedimento descrito no item 2), usando carbonato de amônio no lugar de dicromato de amônio.
- 4) Repita o procedimento descrito no item 2), usando sulfato de cobre pentahidratado no lugar de dicromato de amônio. Após resfriar, adicione algumas gotas de água destilada e observe.
- 5) Em um tubo de ensaio coloque um pedacinho de calcário (carbonato de cálcio) e adicione, gota a gota, ácido clorídrico (6,0 mol/L), agitando com cuidado. Observe.
- 6) Em um tubo de ensaio coloque cerca de 2 mL de solução 0,50 mol/L de hidrogenocarbonato de sódio e adicione algumas gotas de solução 6,0 mol/L de ácido clorídrico, agite e observe.
- 7a) Coloque em um tubo de ensaio 10 gotas de solução 0,10 mol/L de cromato de potássio (tubo n°.1) e em um outro tubo de ensaio 10 gotas de solução 0,20 mol/L de dicromato de potássio (tubo n°.2). Compare os tubos. Adicione ao tubo n°.1 algumas gotas de solução 6,0 mol/L de ácido clorídrico. *Cuidado! O ácido clorídrico é um reagente volátil e irritante.* Agite e observe. Ao tubo n°.2, adicione algumas gotas de solução 4,0 mol/L de hidróxido de sódio. Agite e observe.
- 7b) Coloque em 2 tubos de ensaio, 1 mL de água destilada e 2 gotas de solução 0,10 mol/L de cromato de potássio. Num dos tubos adicione algumas gotas de solução 6,0 mol/L de ácido clorídrico. Agite e compare os tubos.
Adicione a seguir, a cada um dos tubos, 2 gotas de solução 0,10 mol/L de nitrato ou cloreto de bário. Agite e compare.
Adicione ao tubo onde se formou um precipitado, 2 gotas de solução 6,0 mol/L de ácido clorídrico, agite e observe.
- 8) Em um tubo de ensaio coloque cerca de 2ml de solução 0,10 mol/L de um sal de ferro(III) e 1 gota de solução de tiocianato de potássio (0,10 mol/L), agite e observe.
Transfira cerca de 1,0 mL da solução obtida acima para um tubo de ensaio e adicione 3,0 ml de água destilada e 2,0 mL de solução de cloreto de estanho(II)

0,10 mol/L. Agite continuamente e observe se ocorre alguma modificação no sistema. Caso não ocorra modificação em cerca de 5 minutos, deixe o tubo de ensaio na estante e observe após 30 minutos ou no final da aula.

9) Coloque em um tubo de ensaio cerca de 2 mL de solução de um sal de cobalto(II), adicione cloreto de sódio sólido em excesso e observe. Aqueça o sistema, com o auxílio de um bico de Bunsen e torne a observar. A seguir, adicione água destilada e observe.

10) Em um tubo de ensaio coloque cerca de 2 mL de solução de um sal de níquel(II) e adicione, lentamente e com agitação, solução de hidróxido de amônio e observe. Adicione ligeiro excesso de solução de hidróxido de amônio e torne a observar. A seguir, adicione, lentamente e com agitação, alguns mL de solução de dimetilglioxima e observe.

11a) Coloque em um tubo de ensaio cerca de 2 mL de solução de sal de alumínio(III) e adicione, lentamente e com agitação, solução 4,0 mol/L de hidróxido de sódio e observe. Adicione ligeiro excesso e torne a observar. A seguir, adicione alguns mL de solução de ácido clorídrico (6,0 mol/L), agite e observe.

11b) Repita este procedimento utilizando solução de hidróxido de amônio no lugar de hidróxido de sódio.

12) Em um tubo de ensaio, coloque 1 mL de solução de brometo de sódio (ou potássio) e adicione 2 gotas de ácido clorídrico (1 mol/L), juntando então, gota a gota, água de cloro. Junte 1 mL de clorofórmio ou tetracloreto de carbono e agite. Observe e interprete.

13) Num tubo de ensaio, misture 2 mL de solução de sulfato de ferro(III) 0,10 mol/L, 1 mL de solução 0,10 mol/L de sulfato de hidroxilamina, $(\text{NH}_2\text{OH})_2\text{SO}_4$, e 2 gotas de ácido sulfúrico (1 mol/L). Aqueça o tubo até a fervura da solução. Espere esfriar e então adicione, gota a gota e sob agitação, solução de permanganato de potássio 0,01 mol/L. Observe cada uma das etapas e interprete.

BIBLIOGRAFIA

-  1. E. Giesbrecht et al., PEQ - "Experiências de Química - Técnicas e Conceitos Básicos", Ed. Moderna e EDUSP, cap. 5 e 26, 1979.
-  2. M.D. Joesten et al., "World of Chemistry", Saunders College Publ., cap. 6, 1991.
-  3. A.I. Vogel, "Química Analítica Qualitativa", Ed. Mestre Jou, São Paulo, 1981.



4. T.L. Brown, H.E. LeMay Jr., B.E. Bursten e J.R. Burdge, Química – a ciência central, Pearson-Prentice Hall, São Paulo, 9ª. Ed., 2005.

Instruções para Relatório: Escreva as equações correspondentes às reações efetuadas e indique as evidências de sua ocorrência. Verifique se os produtos são insolúveis consultando Tabelas apropriadas no Anexo II desta Apostila, Informações e Roteiros de Laboratório da Disciplina QFL 2129. Verifique se há formação de compostos de coordenação, consultando a Tabela com valores de Constantes de Formação ou Estabilidade.

Indique apenas a bibliografia realmente consultada. NÃO UTILIZE WIKIPEDIA! Use fontes qualificadas de informação química (livros, artigos, sites de Sociedades Químicas).

Análise Quantitativa

OBJETIVOS: *Aprender uma técnica de análise quantitativa de amostras. Efetuar cálculos estequiométricos.*

TAREFA PRÉ-LABORATÓRIO

O que é uma titulação? No experimento, será usada a técnica de retrotitulação. Explique. Elabore os cálculos necessários para calcular a quantidade de ácido presente no erlenmeyer e de hidróxido de magnésio na amostra, a partir do volume de solução de base consumido na titulação.

PROCEDIMENTO

Parte I. Padronização de uma solução de NaOH

Utilize o biftalato de potássio (padrão primário) para padronizar a solução de NaOH 0,1 mol/L fornecida.

Carregue uma bureta de 50 mL com a solução de NaOH 0,1 mol/L fornecida.

Pese 0,5 g de biftalato de potássio e transfira para um erlenmeyer.

Dissolva o sólido em aproximadamente 50 mL de água e adicione 2 a 3 gotas de solução de fenolftaleína.

Titule com adição lenta da solução de hidróxido de sódio até o ponto de viragem do indicador. Anote o volume gasto.

Faça a determinação em duplicata. Calcule a concentração da solução de NaOH.

Obs. Não retire a solução de NaOH da bureta, pois a mesma solução será utilizada na parte II.

Parte II. Determinação do teor de hidróxido de magnésio em leite de magnésia

Agite vigorosamente o frasco de leite de magnésia. Pese, imediatamente, com o auxílio de um conta-gotas, não mais que 0,5 g da amostra em um erlenmeyer de 125 mL. Anote a massa exata.

Adicione, com uma pipeta volumétrica, exatamente 25 mL de solução padrão de HCl 0,1 mol/L e agite até dissolver completamente, tomando cuidado para que não haja perda.

Adicione 3 gotas de fenolftaleína ou vermelho de metila e titule com a solução padronizada de NaOH 0,1 mol/L. Anote o volume de NaOH consumido.

Repita o procedimento.

BIBLIOGRAFIA

A.I. Vogel, "Análise Inorgânica Quantitativa", 4a. ed., revista por J. Bassett, R.C. Denney, G.H. Jeffery e J. Mendham, traduzida por A. Espínola, Ed. Guanabara, Rio de Janeiro, 1986, cap. X, parte A.1, p. 178 (teoria das titulações ácido-base), parte B.1, p. 223 (procedimentos)

Equilíbrio Químico: Determinação de Kps

OBJETIVOS:. Utilizar os conceitos de equilíbrio químico. Determinar o Kps do bromato de prata em água. Aprender as técnicas de operação com resina de troca iônica e titulação ácido-base.

TAREFAS PRÉ-LABORATÓRIO

Descreva de maneira breve as principais características da resina de troca iônica a ser utilizada (grupo funcional, capacidade de troca, outras propriedades que considerar relevantes). Consulte na literatura valores de K_{ps} do $AgBrO_3$.

PROCEDIMENTO

PREPARO DA COLUNA DE RESINA

Coloque água destilada em uma coluna de vidro (usaremos uma bureta) e introduza, com o auxílio de um bastão de vidro, um pequeno chumaço de algodão. Este deverá ficar junto à torneira.

Meça cerca de 10 mL de resina catiônica na forma H^+ (Amberlite IR-120 H^+) numa proveta graduada e transfira para a coluna, aos poucos e com auxílio de jatos de água destilada. Atenção: a resina na coluna deve ficar sempre coberta com água para impedir a formação de bolhas de ar e canais no seu interior, que diminuem sua capacidade de troca iônica.

Lave a resina com água destilada (tome cuidado para não deixar a coluna de resina secar) até que o pH da água que sai da coluna seja igual ao da água destilada (verifique com papel indicador universal). A velocidade de escoamento do líquido que sai da coluna deve estar entre 80 a 90 gotas por minuto.

DETERMINAÇÃO DA CONCENTRAÇÃO DE Ag^+ NA SOLUÇÃO SATURADA DE $AgBrO_3$

Meça, com uma proveta, cerca de 70 mL da suspensão de bromato de prata e verifique a sua temperatura. Filtre a suspensão, utilizando funil de vidro e papel de filtro secos, e recolha o filtrado num béquer de 100 mL limpo e seco.

Utilizando uma pipeta volumétrica de 25 mL, retire duas alíquotas da solução saturada (reserve o restante para o ensaio 4) e transfira diretamente para a coluna de resina. Sob esta coloque um erlenmeyer de 250 mL limpo. Deixe que a solução eluente goteje com a velocidade entre 45 a 50 gotas por minuto.

Quando o líquido dentro da coluna estiver cerca de 0,5 cm acima do nível da resina, adicione cerca de 10 mL de água destilada e continue recolhendo o líquido eluente no mesmo erlenmeyer. Repita essa operação de lavagem da coluna com mais duas porções de 10 mL de água destilada, sempre cuidando para não deixar a coluna de resina secar.

Adicione à solução eluída 4 gotas de indicador vermelho de metila (vermelho em meio ácido e amarelo em meio básico) e titule com solução padronizada de hidróxido de sódio, $\sim 0,02$ mol/L, sob agitação, até o indicador mudar de cor. A adição do titulante deve ser feita gota a gota. Anote o volume gasto e a concentração exata da solução de NaOH padronizada.

Para assegurar-se de que todo o ácido formado na coluna de resina foi transferido para o erlenmeyer, coloque 10 mL de água destilada na coluna e deixe escoar, lentamente, no erlenmeyer original. Se ocorrer mudança na cor do indicador, continue a titular com o hidróxido de sódio, até nova viragem. Anote o volume total de hidróxido de sódio gasto.

BIBLIOGRAFIA

-  E. Giesbrecht et al., PEQ, "Experiências de Química - Técnicas e Conceitos Básicos", Ed. Moderna e EDUSP, 1982, cap. 3 e cap. 24.
-  R. Isuyama et al., "Experiências sobre Equilíbrio Químico", GEEQUIM, IQ-USP, 1985, cap. III, exp. III.3.
-  J. W. Hill e D. K. Kolb, "Chemistry for Changing Times", 9ª Ed., Prentice-Hall, 2001.
-  5. D. W. Oxtoby et al., "Chemistry, Science of Change", 3ª Ed., Saunders College, 1998.

Ciclo do Cobre

OBJETIVOS: Verificar diferentes espécies em solução aquosa. Equacionar corretamente as reações químicas envolvidas. Recordar cálculos estequiométricos. Analisar as variáveis que afetam o rendimento e a pureza de uma preparação.

TAREFA PRÉ-LABORATÓRIO

Represente todas as operações na forma de um fluxograma do experimento.

PROCEDIMENTO

- Pese 0,3 g de raspas de cobre, em balança semi-analítica. Anote a massa.
- Transfira o cobre para um béquer de 250 mL e, **na capela**, adicione 4 ou 5 mL de ácido nítrico 1:1. Se a reação for muito lenta, cubra o béquer com um vidro de relógio e aqueça cuidadosamente em uma placa aquecedora.
- Terminada a reação adicione cerca de 150 mL de água destilada e agite com um bastão de vidro. A seguir, adicione 20 mL de hidróxido de sódio (3,0 mol/L). Aqueça com um bico de Bunsen até a ebulição, agitando constantemente com uma bagueta. Quando a transformação se completar, remova o bico e continue agitando por mais uns minutos. Deixe o sólido sedimentar e decante o líquido sobrenadante. Adicione ao sólido 200 mL de água destilada quente, lentamente e com agitação, deixe o sólido sedimentar e decante o líquido sobrenadante.
- Adicione, gota a gota, cerca de 15 mL de ácido clorídrico (6,0 mol/L), até dissolução total do sólido.
- À solução obtida no item d) adicione, **na capela**, cerca de 30 mL de solução 6,0 mol/L de hidróxido de amônio e observe a mudança de cor na solução.

f) À solução obtida no item e) adicione, pouco a pouco, com agitação 10 mL de ácido sulfúrico (6,0 mol/L).

g) **Na capela**, adicione zinco em pó, **em pequenas porções**, mantendo a solução sob agitação até que a solução sobrenadante fique incolor. Evite adicionar excesso de zinco! Decante então o líquido sobrenadante.

h) A seguir, adicione, pouco a pouco, sob agitação, ácido clorídrico (6,0 mol/L) até não haver mais desprendimento de gás. Decante o líquido sobrenadante.

i) Transfira o sólido obtido para um funil Büchner. Lave com 5 mL de água destilada. Lave, a seguir com 5 mL de etanol e depois com acetona (5 mL). Deixe secar por cerca de 5 a 10 minutos.

j) Transfira o sólido para um béquer de 50 mL (previamente pesado) e determine a massa obtida em balança semi-analítica.

BIBLIOGRAFIA

 A. Vogel *Análise Química Quantitativa*, Editora Guanabara Koogan S.A., 5a.ed., 1992.

 D. Todd e W.D. Hobey, *Journal of Chemical Education*, 1985, 62, p. 177 e referências contidas.

 C.B. Bishop, M.B. Bishop e K. W. Whitten, *Standard and Microscale Experiments in General Chemistry*, Saunders College Publishing, 2000.

Propriedades dos Não-Metais: Halogênios

OBJETIVOS: *Ilustrar algumas propriedades dos halogênios, principalmente suas propriedades redox. Aprender as técnicas de titulação para análise quantitativa de cloro em água.*

TAREFA PRÉ-LABORATÓRIO

Faça o planejamento do experimento baseado no protocolo para a determinação de cloro dado abaixo. O planejamento deverá contemplar todos os cálculos e o balanceamento das equações.

PROCEDIMENTO

Parte I: Padronização da solução de tiosulfato de sódio.

Prepare 250 mL de uma solução aquosa de tiosulfato de sódio ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, $\text{MM}=158 \text{ g mol}^{-1}$) 0,1 mol/L. Atenção: O tiosulfato de sódio pode conter impurezas insolúveis e, neste caso, a solução deve ser filtrada.

Padronização:

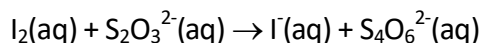
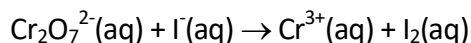
Pese em torno de 0,07 g de dicromato de potássio ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, $\text{MM}=294 \text{ g mol}^{-1}$), que será utilizado como o padrão primário, e dissolver em cerca de 25 mL de água.

Adicione 4 mL de HCl concentrado.

Adicione 1 g de iodeto de potássio (KI, $\text{MM}=166 \text{ g mol}^{-1}$) e

Titule com tiosulfato de sódio, agitando sempre, até que a cor castanha se torne esverdeada. Adicione 1,5 mL de solução de amido (indicador). Continue a titulação até a cor da solução se tornar verde.

Equações não balanceadas:



Parte II: Determinação de cloro em amostra de água sanitária:

Colete uma alíquota de 10 mL de amostra de água sanitária e pese-a. Dilua a alíquota para 100 mL com água destilada.

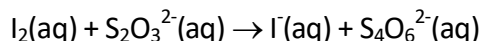
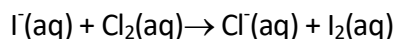
Colete uma alíquota de 25 mL da amostra preparada. Adicione 15 mL de solução de ácido acético 6 mol/L.

Adicione 3 g de KI.

Titule o iodo liberado em solução com a solução padronizada de tiosulfato até a solução se tornar amarelada.

Adicione 3 mL de solução de amido (indicador) e continue titulando até a mudança da cor azul para incolor.

Equações não balanceadas:



BIBLIOGRAFIA

 T.L. Brown, H.E. LeMay Jr., B.E. Bursten e J.R. Burdge, Química – a ciência central, Pearson-Prentice Hall, São Paulo, 9ª. ed., 2005.

 A.I. Vogel, Química Analítica Qualitativa, Ed. Mestre Jou, São Paulo, 1981.

Propriedades dos Não-Metais: Grupos 15 e 16

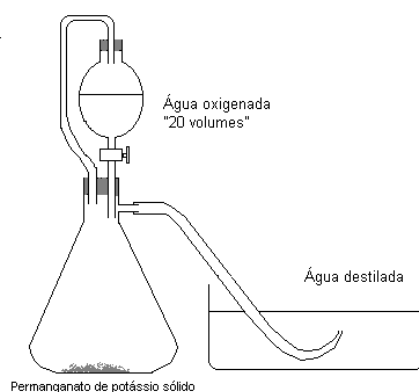
OBJETIVOS: Preparar oxigênio por método de laboratório. Comparar reações de combustão efetuadas ao ar e em atmosfera de oxigênio. Estudar a reatividade do enxofre e do fósforo.

TAREFAS PRÉ-LABORATÓRIO

Explique o significado de “água oxigenada 20 volumes”. Qual é a concentração dessa solução em mol/L?

PROCEDIMENTO

Parte I: Obtenção de oxigênio



Monte o gerador de oxigênio, conforme a figura a seguir.

Coloque uma espátula de permanganato de potássio no kitassato e encha cerca de dois terços da capacidade do funil de separação (com a torneira fechada) com água oxigenada "20 volumes". Cuidado! *no manuseio de água oxigenada.*

Abra a torneira do funil e deixe gotejar *lentamente* a água oxigenada sobre o permanganato de potássio. (Cuidado: *Se a*

reação for muito rápida, pode ocorrer aumento brusco de pressão e projeção da rolha do kitassato.)

Deixe o gerador funcionar durante 30 a 40 segundos, e depois recolha o gás num frasco emborcado, previamente cheio com água destilada. Após estar cheio com gás, tampe o frasco sob a água, deixando sobrar um pouco de água no seu interior. Repita este procedimento para encher mais quatro frascos com oxigênio. Com o oxigênio recolhido, faça as reações da parte 2.

Parte II: Reações de não metais com oxigênio (*ensaios feitos na capela*)

Enxofre

Coloque um pouco de enxofre em pó em uma colher de ferro e aqueça, na chama de um bico de Bunsen, até surgir uma chama azul. Em seguida introduza a colher num dos frascos com oxigênio, com cuidado para não tocar na água nele contida. Observe. Remova a colher, tampe novamente o frasco e agite-o para dissolver o produto da combustão na água.

Na bancada, divida a solução resultante em dois tubos de ensaio e faça os testes: No Tubo 1 verifique o pH, utilizando indicador universal. No Tubo 2 adicione uma gota de solução de permanganato de potássio, agite e observe. Faça um teste comparativo, colocando uma gota desse reagente em água.

Fósforo vermelho

Coloque um pouco de fósforo vermelho em pó em uma colher de ferro. Aqueça, na chama de um bico de Bunsen, até iniciar a combustão e introduza a colher no segundo frasco com oxigênio, cuidando para não tocar na água contida no mesmo. Observe. Remova a colher, tampe o frasco e agite-o para dissolver o produto da combustão na água nele contida. Verifique o pH da solução, com indicador universal.

Fósforo branco

Utilizando uma pinça, retire um *pedaço pequeno* de fósforo branco do frasco onde é armazenado sob água. *Muito cuidado no manuseio deste reagente.* Seque com papel de filtro e coloque-o, *sempre com o auxílio da pinça*, numa colher de ferro. Introduza a colher no terceiro frasco contendo oxigênio. Espere alguns segundos e, se nada ocorrer, encoste no fósforo branco um bastão de vidro aquecido. Tampe novamente o frasco e agite-o para dissolver o produto da combustão na água nele contida. Verifique o pH da solução, com indicador universal.

Carvão

Ao quarto frasco contendo oxigênio, introduza um pedaço de carvão (preso em um arame) previamente aquecido à incandescência na chama de um bico de Bunsen e

observe. Após a reação, retire a colher e feche o frasco, agite e verifique o pH da solução resultante utilizando indicador universal.

Controle

Agite o quinto frasco contendo oxigênio e verifique o pH da solução utilizando indicador universal.

BIBLIOGRAFIA

-  E. Giesbrecht et al., PEQ *Experiências de Química*, Ed. Moderna/EDUSP, São Paulo, 1982.
-  I. Vogel, *Química Analítica Qualitativa*, trad. Ed. Mestre Jou, São Paulo, 1981.
-  M. Freemantle, *Chemistry in Action*, MacMillan Education Ltd., London, 1989.

Propriedades dos Metais

OBJETIVOS: *Estudar a reatividade de alguns metais. Efetuar a extração do alumínio a partir de seu minério, a bauxita.*

TAREFA PRÉ-LABORATÓRIO

Para o item “Extração do alumínio”, represente todas as operações na forma de um fluxograma do experimento.

PROCEDIMENTO

1. Reatividade de metais

1.1. Reatividade do sódio

Cuidado! *Sódio metálico está armazenado sob querosene. Retire-o do frasco somente quando for efetuar a reação. Faça a reação atrás de um anteparo de acrílico.*

Coloque, em um béquer de 600 mL ou uma cuba de vidro, água destilada até cerca de 1/3 da capacidade e acrescente algumas gotas de fenolftaleína. *Utilizando uma pinça*, retire um pequeno pedaço de sódio metálico do frasco e coloque-o na água contida no béquer ou na cuba. Observe.

1.2. Reatividade do magnésio em atmosfera de dióxido de carbono

Adicione uma pedra de gelo seco em um erlenmeyer. Introduza um pedacinho de vela acesa (presa num arame) e observe. Depois, no mesmo erlenmeyer, introduza com cuidado (sem deixar esbarrar nas paredes) uma fita de magnésio queimando (a qual também deverá estar presa num arame). Não demore nessa operação, pois, uma vez iniciada a combustão, o magnésio exposto ao ar é consumido rapidamente. Observe e compare cada caso.

2. Extração do alumínio

Transfira 10,0 g de bauxita previamente triturada para um béquer de 100 mL e, em seguida, acrescente 30 mL de uma solução aquosa de NaOH 3,5 molL⁻¹. **Cuidado!** ao manipular solução concentrada de base!

Mantenha a mistura sob agitação à temperatura de ebulição por 45 minutos, adicionando água destilada periodicamente para repor as perdas de volume por evaporação. Filtre a mistura sob vácuo em funil de Büchner e lave o sólido com água destilada. Descarte o resíduo sólido avermelhado do qual foi extraído o alumínio no local indicado.

Transfira o filtrado para um béquer de 250 mL e precipite o hidróxido de alumínio por meio da adição lenta de aproximadamente 45 mL de H₂SO₄ 1 mol/L, sob agitação. Interrompa a adição do ácido à solução básica quando o pH da mistura estiver entre 7 e 8 (controle o pH com papel indicador universal). **Cuidado!** ao manusear soluções concentradas de ácido sulfúrico! Aqueça a mistura em bico de Bunsen por aproximadamente 10 min. para promover a melhor aglutinação do sólido e isole-o por filtração a vácuo. Lave, por duas vezes, o sólido com água destilada a quente suficiente para a remoção de sais de sulfato formados.

A alumina (grau metalúrgico) será obtida através da secagem do sólido em uma estufa a 100-110°C por 1 noite, seguida pela calcinação a 1100°C em recipiente de porcelana apropriado. [Os hidróxidos de alumínio devem ser manuseados com cuidado para evitar a inalação de partículas suspensas no ar]. (Esta etapa será feita pelos monitores.)

BIBLIOGRAFIA

-  Ullmann's Encyclopedia - Industrial Inorganic Chemicals and Products, Wiley-VCH; Weinheim, vol. 1, 1998.
-  V. R. L. Constantino, K. Araki, D. O. Silva e W. Oliveira, Preparação de compostos de alumínio a partir da bauxita: considerações sobre alguns aspectos envolvidos em um experimento didático. *Química Nova* **2002**, (25), 490-498.
-  A. S. Maia, W. Oliveira e V. K. L. Osorio, Da água turva à água clara: o papel do coagulante, *Química Nova na Escola* **2003**, (18), 49-51.
-  J. D. Lee, *Química Inorgânica não tão concisa*, Ed. E. Blücher, São Paulo, 1999.
-  D. F. Shriver e P. W. Atkins *Química Inorgânica*, Ed. Bookman, Porto Alegre, 2003.

Metais em Solução

OBJETIVOS

- Verificar íons metálicos em solução, em presença de diferentes ligantes.
- Determinar quantitativamente a concentração de metais em solução.
- Construir e interpretar gráficos.
- Comparar os valores da absorvidade molar (ϵ) em diferentes compostos de cobre.
- Determinar o teor de cobre presente em uma amostra utilizando um agente complexante e em outra sem a utilização do agente complexante.

TAREFAS PRÉ-LABORATÓRIO

- Faça todos os cálculos que você julgar necessários para executar o experimento.
- Faça um planejamento do experimento construindo um fluxograma.

PROCEDIMENTO

Parte I. Construção das curvas de calibração

- a) Prepare 50 mL de uma solução aquosa de Cu^{2+} 0,10 mol/L a partir de sulfato de cobre(II) pentaidratado ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$).
- b) Prepare outras três amostras contendo Cu^{2+} de concentração conhecida entre 0,010 e 0,10 mol L^{-1} (por exemplo, 0,075; 0,05 e 0,025 mol L^{-1}) a partir de diluições sucessivas.
- c) Determine a intensidade da cor das quatro soluções com o auxílio de um fotômetro (peça ajuda ao professor).
- d) Construa um gráfico de Concentração de Cu^{2+} em mol L^{-1} (eixo x) versus Intensidade de cor (eixo y).

- e) A partir da mesma solução de sulfato de cobre(II) pentaidratado ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) de concentração 0,10 mol/L, separe três alíquotas de 5 mL de solução e adicione respectivamente 2, 6 e 10 mL do ligante glicinato ($\text{NH}_2\text{CH}_2\text{COO}^-$) de concentração 0,10 mol/L.
- f) Determine a intensidade da cor para cada uma das três adições sucessivas com o auxílio de um fotômetro (peça ajuda ao professor).
- g) Construa um gráfico de Concentração de cobre em mol/L (eixo x) versus Intensidade de cor (eixo y).

Parte II. Determinação de cobre em uma amostra desconhecida

- a) Prepare uma solução livre das impurezas insolúveis que permita determinar a concentração de cobre a partir da curva padrão fornecida. Para isso, a concentração final dessa solução deve estar no intervalo apresentado na curva padrão.
- b) Determine a intensidade da cor da solução (peça ajuda ao professor).
- c) Utilize a curva-padrão fornecida para estimar a concentração de cobre na solução preparada e então o percentual em massa de cobre na amostra.

Parte III. Determinação do valor do coeficiente de absorvidade molar (ϵ) a partir das duas curvas de calibração

- a) Tendo as duas curvas de calibração construídas, calcule o valor de ϵ , para os dois compostos, e observe as diferenças.

BIBLIOGRAFIA

1. O'Brien, P. The preparation and characterization of the geometric isomers of a coordination complex: cis- and trans-bis-glycinato copper(II) monohydrates. *J. Chem. Edu.*, **1982**, 59, 1052.

Nanopartículas: síntese e propriedades

OBJETIVOS: Sintetizar nanopartículas de ouro e verificar que esses materiais possuem propriedades diferentes daquelas observadas em escala macroscópica. Trabalhar conceitos de química de coordenação em superfície através da funcionalização das nanopartículas.

TAREFA PRÉ-LABORATÓRIO

Represente todas as operações na forma de um fluxograma do experimento.

PROCEDIMENTO

1. Síntese de Nanopartículas de Ouro

Primeiramente, lave toda a vidraria e a barra magnética (peixinho) que será utilizada na síntese com água régia (3HCl:1HNO₃), de forma a garantir que não haja qualquer substância que possa interferir na redução do ouro. Cuidado! MUITO CORROSIVO, UTILIZE LUVAS E FAÇA O PROCEDIMENTO NA CAPELA! Em seguida, lave com muita água para retirar qualquer resquício da água régia.

Prepare 10,0 mL de uma solução 1% de citrato de sódio – Na₃C₆H₅O₇·2H₂O. Guardar essa solução.

Transfira 50 mL da solução estoque de cloreto de ouro 0,01 % (previamente preparada) para um erlenmeyer de 125 mL e submeta a solução a uma agitação vigorosa (sem espirrar) e aquecimento até ebulição.

Após a solução de ouro entrar em ebulição, ainda sob agitação, adicione rapidamente e de uma só vez 3,0 mL da solução de citrato previamente preparada e espere até que a solução fique incolor, depois azul escura, roxa e finalmente vermelha.

Desligue o aquecimento e mantenha agitação por mais 3 minutos. Complete o volume para 50 mL em um balão volumétrico e guarde a solução.

2. Interação entre Nanopartículas de Ouro e o Ligante 4-mercaptopiridina (4-Mpy).

Adicione 2 mL de nanopartículas de ouro em duas cubetas. A seguir, adicione 1 gota de 4-Mpy em uma e 2 gotas de 4-Mpy na outra. Observe a mudança de coloração e anote.

Registre espectros eletrônicos.

Cubeta No.	λ max (nm) / Absorvância	Cor
1	AuNP + 1gota 4-Mpy	
2	AuNP + 2gotas 4-Mpy	

BIBLIOGRAFIA

-  R. FEYNMAN, "There's Plenty of room at the bottom: An invitation to enter a new field of physics," *Engineering and Science*, Feb. **1960**.
<http://www.zyvex.com/nanotech/feynman.html> Acesso em 23/10/2013.
-  H. E. Toma., O mundo nanométrico: a dimensão do novo século, São Paulo: Ed. Oficina de Textos, 2. ed., **2009**.
-  M. C. DANIEL; D. ASTRUC *Chem. Rev.*, **2004**, 104, 293.
-  C. F. BOHREN; D. R. HUFFMAN Adsorption and Scattering of Light by Small Particles, Wiley, New York, **1983**.

Experimento**10**

Zeólitas

OBJETIVOS: Verificar a pureza de uma síntese de Zeólita A previamente sintetizada, através de difração de raios-X e realizar um teste de sua aplicabilidade como trocador de íons.

TAREFA PRÉ-LABORATÓRIO

Represente todas as operações na forma de um fluxograma do experimento.

PROCEDIMENTO

1. Parte A – Síntese

Uma solução de 40 g de NaOH dissolvidos em 300 mL de água destilada deve ser preparada num bequer de 500 mL, sob agitação magnética, e aquecimento numa chapa elétrica. Em outro béquer, aquecer simultaneamente mais 200 mL de água destilada.

Adicionar então, à solução de hidróxido de sódio, 12,8 g de NaAlO_2 (aluminato de sódio) sob agitação até dissolver tudo. No outro béquer, adicionar 10,6 g de $\text{Na}_2\text{SiO}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ (silicato de sódio pentahidratado), também sob agitação até completa dissolução. Ambas soluções devem ser aquecidas até a ebulição.

Adicionar em seguida, sempre sob agitação, a solução de silicato de sódio à solução de aluminato, assim que ambas ferverem. Um termômetro deve ser colocado na solução e a temperatura deve ser mantida a $\sim 90^\circ\text{C}$ por 2 horas. **Cuidado!** Neste aquecimento, a mistura tende a apresentar consistência de pasta e pode formar bolhas que podem espirrar devido ao superaquecimento.

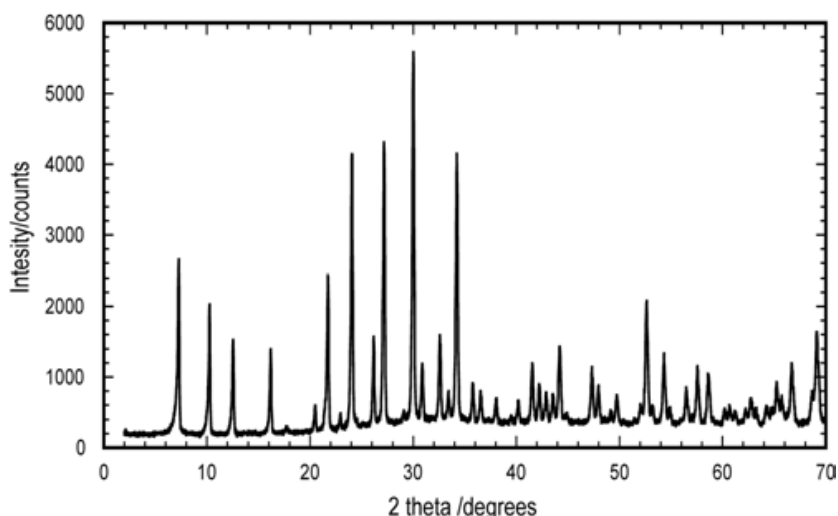
Ao final, a solução deverá ser filtrada ainda quente e o precipitado deverá ser lavado 4 vezes com água destilada. Espalhar depois esta pasta obtida num vidro de relógio ou placa de Petri e colocar para secar ao ar, por uma semana.

Espera-se como produto final obter-se o composto de fórmula empírica $\text{Na}_2\text{Al}_2\text{Si}_2\text{O}_8 \cdot 4.5\text{H}_2\text{O}$ (ou $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 4.5\text{H}_2\text{O}$), conhecido como “Zeólita A” ou zeólita Linde Tipo A (LTA). LTA é representada de fato pela fórmula $[\text{Na}_{12}(\text{H}_2\text{O})_{27}]_8 [\text{Al}_{12}\text{Si}_{12}\text{O}_{48}]_8$ (correspondente à célula unitária do material completamente hidratado).

Observação: a filtração final será realizada pelos técnicos de laboratório e monitores.

2. Parte B – Caracterização

O produto obtido será caracterizado por difração de raios-X. Forneceremos o respectivo difratograma, registrado pelos monitores, que deverá ser comparado ao da literatura, para confirmar sua pureza.



Difratograma da zeólita A na forma sódica, registrado em instrumento Miniflex , usando radiação $\text{Cu K}\alpha$ e fendas de divergência variáveis, ângulo de Bragg 2θ .

As posições e intensidades dos picos no difratograma são uma “impressão digital” dos componentes cristalinos presentes na amostra. Na ref. 1 tem-se uma tabela dos picos esperados, correspondentes ao difratograma acima.

Com a finalidade de verificar a habilidade da Zeólita A em remover a dureza da água através da remoção de íons de cálcio, uma série de testes pode ser efetuada.

Teste de dureza da água

- 1) A um tubo de ensaio, adicionaram-se 5 mL de uma solução estoque de CaCl_2 0,13 mol/L. Num outro tubo foram adicionados 5 mL de água da torneira. Algumas gotas de detergente líquido foram adicionadas a cada um destes tubos e a solução foi agitada. Observe a quantidade de espuma formada em cada caso.

Uma pequena quantidade (espatulada) de zeólita seca é então adicionada a cada um dos tubos e estes são novamente agitados. Compare novamente a quantidade de espuma formada em cada caso.

Titulação do cálcio presente

- 1) A uma alíquota de 1 mL da solução-estoque de cloreto de cálcio (0,13 mol/L), colocada em um erlenmeyer de 250 mL, são adicionados 50 mL de água deionizada, 3 mL de uma solução tampão $\text{NH}_3/\text{NH}_4\text{Cl}$ (pH=10) e 7 gotas de indicador (Eriochrome Black T). Esta solução é então titulada com solução de etilenodiaminatetraacetato de sódio (Na_2EDTA) ca. 9 mmol/L. A solução de EDTA deve ser previamente padronizada com solução 0,1000 mol/L de íons cálcio. A mudança de cor do indicador de rosa para azul demonstra o ponto final da titulação ou ponto de equivalência.
- 2) Uma amostra de 2,0 g de Zeólita A é agitada com 50 mL de solução-estoque de CaCl_2 durante 30 min. A suspensão de Zeólita A deve ser filtrada e uma alíquota de 1,00 mL do filtrado deve ser titulada, como acima descrito, com solução de EDTA.
- 3) Baseado nos resultados obtidos calcula-se a concentração de íons cálcio no filtrado, após o tratamento com a Zeólita A.

BIBLIOGRAFIA

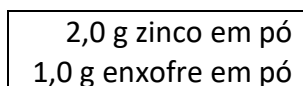
-  D. J. Williams, B. E. Huck, A. P. Wilkinson, First-Year Undergraduate Laboratory Experiments with Zeolites - *Chem. Educator* **2002**, 7, 33–36.
-  Síntese adaptada de: L. D. Rollman, E.W. Valyocsik, *Inorg. Synth.* **1982**, 22, 61.
-  S.J. Ainsworth, *Chem. Eng. News* **1996**, 74 (4), 32.

MODELO DE FLUXOGRAMA DE PROCEDIMENTOS

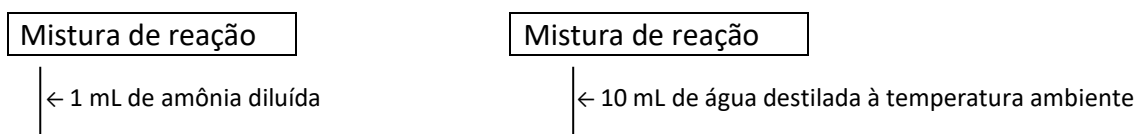
Um trabalho de laboratório pode ser representado esquematicamente por um fluxograma. Este deve apresentar, de forma condensada, as instruções do procedimento e as técnicas empregadas, permitindo também anotar os dados obtidos e as observações experimentais. Ao se elaborar um fluxograma, é possível visualizar o conjunto do trabalho e preparar-se para o experimento. Além disso, as anotações feitas no laboratório também ficam organizadas.

(1) Química, CBA (Chemical Bond Approach Committee), Ed. Univ. Brasília, 1964, Parte I, p. 91.

1. O nome e as quantidades dos materiais de partida são incluídos em retângulos ou quadrados:



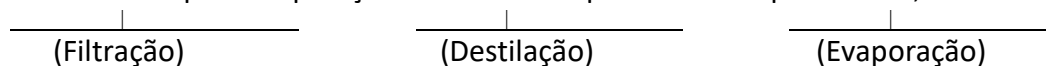
2. A adição de um reagente ao sistema é indicada por uma flecha apontada do reagente à linha vertical que representa o sistema sob investigação:



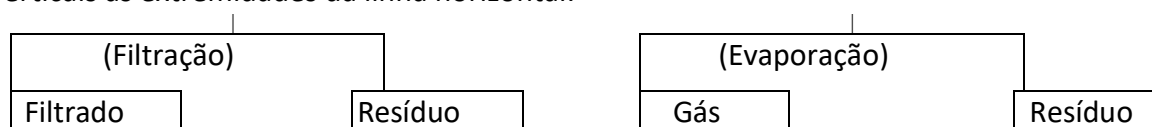
3. Um tratamento do sistema, sem ocorrer separação dos seus componentes, se indica por duas linhas horizontais:



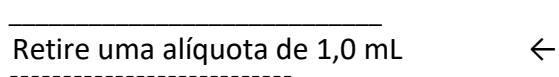
4. Processos que resultam em separação dos componentes da mistura são indicados por uma linha horizontal. O tipo de separação utilizado se especifica entre parênteses, abaixo da linha:



5. Os produtos resultantes dos processos acima são encerrados em retângulos e ligados por linhas verticais às extremidades da linha horizontal:



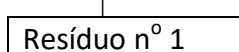
6. A retirada de uma alíquota (uma porção ou amostra) do sistema é indicada por uma flecha, que parte da linha vertical:



7. Os produtos finais de uma certa operação são encerrados em retângulos:



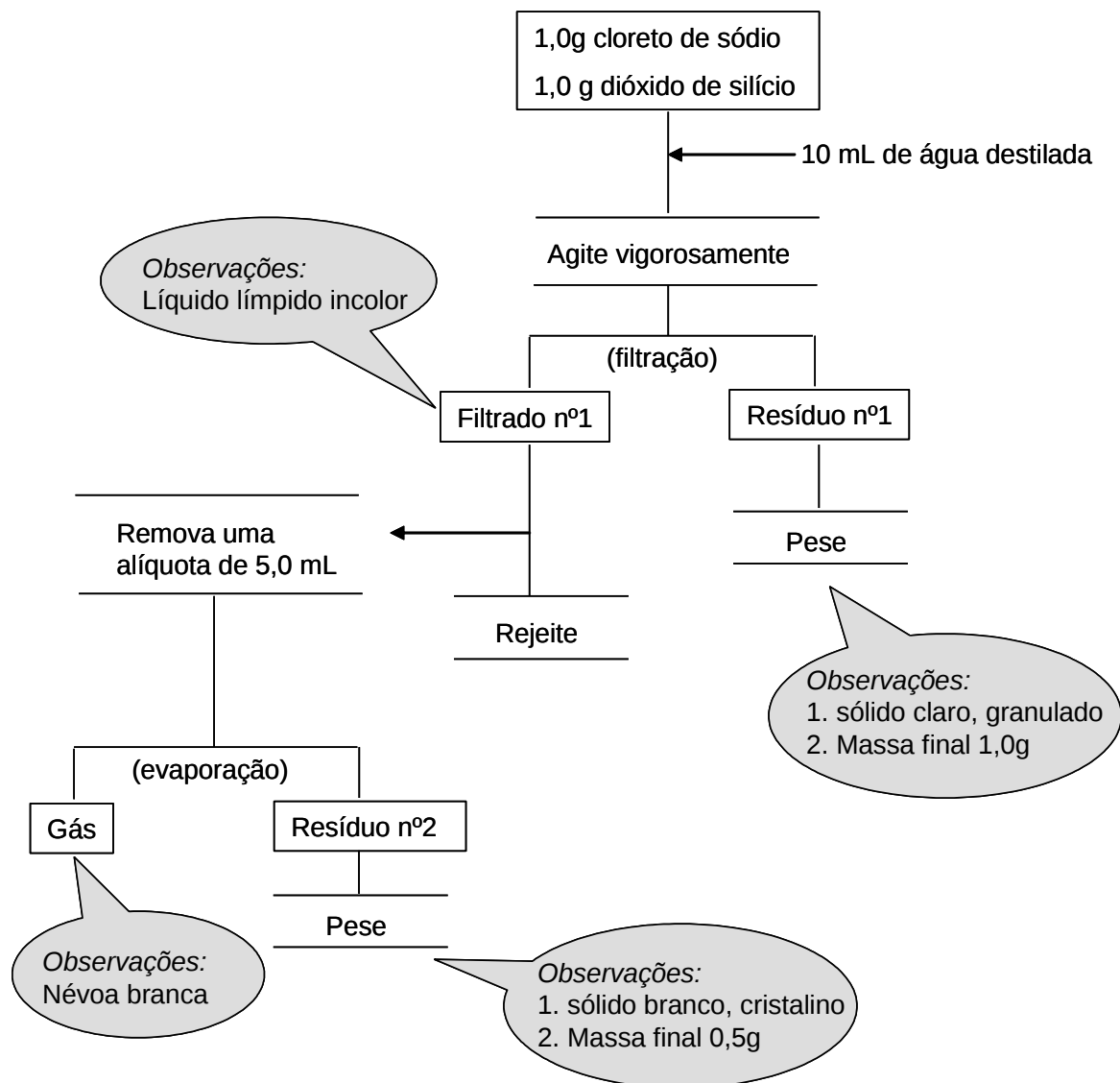
8. Todas as observações são escritas, abaixo ou ao lado de qualquer manipulação, mas sem fazer parte do diagrama:



Observações: 1. Sólido marrom claro
2. Massa 0,5 g

EXEMPLO: SEPARAÇÃO DE UMA MISTURA DE SAL E AREIA**PROCEDIMENTO:**

1. A uma mistura de 1,0 g de cloreto de sódio e 1,0 g de dióxido de silício, adicione 10,0 mL de água destilada e agite vigorosamente.
2. Filtre. Remova uma alíquota de 5,0 mL do filtrado, rejeitando o restante do mesmo. Pese o resíduo da filtração.
3. Evapore a alíquota do filtrado até secagem e pese o resíduo da evaporação.

FLUXOGRAMA:

PROPRIEDADES DE SUBSTÂNCIAS

TABELA 1. Solubilidade de compostos iônicos em água

COMPOSTOS	TENDÊNCIA GERAL	EXCEÇÕES
Nitratos	Solúveis	-
Acetatos	Solúveis	-
Cloretos	Solúveis	AgCl, PbCl ₂ , Hg ₂ Cl ₂
Brometos	Solúveis	AgBr, PbBr ₂ , Hg ₂ Br ₂
Iodetos	Solúveis	AgI, PbI ₂ , Hg ₂ I ₂ , HgI ₂ , Cu ₂ I ₂ , SnI ₂ e BiI ₃
Sulfatos	Solúveis	SrSO ₄ , BaSO ₄ , PbSO ₄ , Hg ₂ SO ₄ (CaSO ₄ e Ag ₂ SO ₄ são parcialmente solúveis)
Hidróxidos e óxidos *	Insolúveis	Hidróxidos de metais alcalinos e de amônio (Hidróxidos de Ca, Sr, Ba são parcialmente solúveis)
Sulfetos	Insolúveis	Sulfetos de amônio, metais alcalinos e alcalino-terrosos
Carbonatos	Insolúveis	Carbonatos de amônio e metais alcalinos
Fosfatos	Insolúveis	Fosfatos de amônio e metais alcalinos

* Íons óxido (O²⁻) não existem em solução aquosa, porque reagem com H₂O dando OH⁻.

TABELA 2. Força de alguns ácidos e bases

Ácidos fortes	HCl, HBr, HI, H ₂ SO ₄ , HNO ₃ , HClO ₄
Ácidos fracos	HOAc, HF, H ₂ S, H ₃ BO ₃ , H ₂ CO ₃ (decompõe-se em CO ₂ e H ₂ O) - A maioria dos ácidos se comporta como ácido fraco
Bases fortes	NaOH, KOH, Ca(OH) ₂ , Ba(OH) ₂
Bases fracas	NH ₃ ·H ₂ O, aminas, Be(OH) ₂

Cores de soluções aquosas:

Cátions de metais alcalinos, alcalinos terrosos, Al³⁺, Ag⁺, Zn²⁺, Pb²⁺, NH₄⁺ → Incolores

Cátions de metais de transição, [M(H₂O)_n]^{x+} → Geralmente coloridos

Complexos de metais de transição → Geralmente coloridos

Ânions contendo metais de transição → permanganato = violeta, cromato = amarelo e dicromato = alaranjado

CONSTANTES DE EQUILÍBRIO ÁCIDO-BASE, A 25°C



Lembrar que $\Delta G^\circ = -RT \ln K$, ou seja, $K = 10^{-\Delta G^\circ/2,3RT}$

Tabela 1- Constantes de Ionização de Ácidos Fracos, a 25°C

Ácido	Equação de ionização	Ka
acético	$\text{CH}_3\text{COOH} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+$	$1,8 \times 10^{-5}$
benzóico	$\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH} \rightleftharpoons \text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^- + \text{H}^+$	$6,3 \times 10^{-5}$
carbônico	$\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{H}^+$ $\text{HCO}_3^- \rightleftharpoons \text{CO}_3^{2-} + \text{H}^+$	$K_1 = 4,2 \times 10^{-7}$ $K_2 = 4,8 \times 10^{-11}$
cítrico	$\text{H}_3\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7 \rightleftharpoons \text{H}_2\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7^- + \text{H}^+$ $\text{H}_2\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7^- \rightleftharpoons \text{HC}_6\text{H}_5\text{O}_7^{2-} + \text{H}^+$ $\text{HC}_6\text{H}_5\text{O}_7^{2-} \rightleftharpoons \text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7^{3-} + \text{H}^+$	$K_1 = 7,4 \times 10^{-3}$ $K_2 = 1,7 \times 10^{-5}$ $K_3 = 4,0 \times 10^{-7}$
ciânico	$\text{HOCN} \rightleftharpoons \text{OCN}^- + \text{H}^+$	$3,5 \times 10^{-4}$
cianídrico	$\text{HCN} \rightleftharpoons \text{CN}^- + \text{H}^+$	$4,0 \times 10^{-10}$
fenol	$\text{C}_6\text{H}_5\text{OH} \rightleftharpoons \text{C}_6\text{H}_5\text{O}^- + \text{H}^+$	$1,3 \times 10^{-10}$
fórmico	$\text{HCOOH} \rightleftharpoons \text{HCO}_2^- + \text{H}^+$	$1,8 \times 10^{-4}$
fluorídrico	$\text{HF} \rightleftharpoons \text{F}^- + \text{H}^+$	$7,2 \times 10^{-4}$
fosforoso	$\text{H}_3\text{PO}_3 \rightleftharpoons \text{H}_2\text{PO}_3^- + \text{H}^+$ $\text{H}_2\text{PO}_3^- \rightleftharpoons \text{HPO}_3^{2-} + \text{H}^+$	$K_1 = 1,6 \times 10^{-2}$ $K_2 = 7,0 \times 10^{-7}$
fosfórico	$\text{H}_3\text{PO}_4 \rightleftharpoons \text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{H}^+$ $\text{H}_2\text{PO}_4^- \rightleftharpoons \text{HPO}_4^{2-} + \text{H}^+$ $\text{HPO}_4^{2-} \rightleftharpoons \text{PO}_4^{3-} + \text{H}^+$	$K_1 = 7,5 \times 10^{-3}$ $K_2 = 6,2 \times 10^{-8}$ $K_3 = 3,6 \times 10^{-13}$
H_2O_2	$\text{HOOH} \rightleftharpoons \text{HOO}^- + \text{H}^+$	$2,4 \times 10^{-12}$
hipocloroso	$\text{HOCl} \rightleftharpoons \text{ClO}^- + \text{H}^+$	$3,5 \times 10^{-8}$
nitroso	$\text{HNO}_2 \rightleftharpoons \text{NO}_2^- + \text{H}^+$	$4,5 \times 10^{-4}$
oxálico	$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \rightleftharpoons \text{HC}_2\text{O}_4^- + \text{H}^+$ $\text{HC}_2\text{O}_4^- \rightleftharpoons \text{C}_2\text{O}_4^{2-} + \text{H}^+$	$K_1 = 5,9 \times 10^{-2}$ $K_2 = 6,4 \times 10^{-5}$
sulfídrico	$\text{H}_2\text{S} \rightleftharpoons \text{HS}^- + \text{H}^+$ $\text{HS}^- \rightleftharpoons \text{S}^{2-} + \text{H}^+$	$K_1 = 1 \times 10^{-7}$ $K_2 = 1 \times 10^{-19}$
sulfúrico	$\text{H}_2\text{SO}_4 \rightleftharpoons \text{HSO}_4^- + \text{H}^+$ $\text{HSO}_4^- \rightleftharpoons \text{SO}_4^{2-} + \text{H}^+$	$K_1 = \text{muito grande}$ $K_2 = 1,2 \times 10^{-2}$
sulfuroso	$\text{H}_2\text{SO}_3 \rightleftharpoons \text{HSO}_3^- + \text{H}^+$ $\text{HSO}_3^- \rightleftharpoons \text{SO}_3^{2-} + \text{H}^+$	$K_1 = 1,7 \times 10^{-2}$ $K_2 = 6,4 \times 10^{-8}$

Tabela 2 - Constantes de Ionização de Bases Fracas, a 25°C.

Base	Equação de ionização	K _b
amônia	$\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{HO}^-$	$1,8 \times 10^{-5}$
anilina	$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3^+ + \text{HO}^-$	$4,0 \times 10^{-10}$
dimetilamina	$(\text{CH}_3)_2\text{NH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons (\text{CH}_3)_2\text{NH}_2^+ + \text{HO}^-$	$7,4 \times 10^{-4}$
etilenodiamina	$\text{H}_2\text{NCH}_2\text{CH}_2\text{NH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{NCH}_2\text{CH}_2\text{NH}_3^+ + \text{HO}^-$	$K_1 = 8,5 \times 10^{-5}$
	$\text{H}_2\text{NCH}_2\text{CH}_2\text{NH}_3^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{NCH}_2\text{CH}_2\text{NH}_3^{2+} + \text{HO}^-$	$K_2 = 2,7 \times 10^{-8}$
hidrazina	$\text{N}_2\text{H}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{N}_2\text{H}_5^+ + \text{HO}^-$	$K_1 = 8,5 \times 10^{-7}$
	$\text{N}_2\text{H}_5^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{N}_2\text{H}_6^{2+} + \text{HO}^-$	$K_2 = 8,9 \times 10^{-16}$
hidroxilamina	$\text{NH}_2\text{OH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3\text{OH}^+ + \text{HO}^-$	$6,6 \times 10^{-9}$
metilamina	$\text{CH}_3\text{NH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{NH}_3^+ + \text{HO}^-$	$5,0 \times 10^{-4}$
piridina	$\text{C}_5\text{H}_5\text{N} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{C}_5\text{H}_5\text{NH}^+ + \text{HO}^-$	$1,5 \times 10^{-9}$
trimetilamina	$(\text{CH}_3)_3\text{N} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons (\text{CH}_3)_3\text{NH}^+ + \text{HO}^-$	$7,4 \times 10^{-5}$
uréia	$\text{CO}(\text{NH}_2)_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CO}(\text{NH}_2)(\text{NH}_3)^+ + \text{HO}^-$	$1,3 \times 10^{-14}$

Tabela 3 - Indicadores Ácido-Base Usuais

Nome	Faixa de pH	Variação de cor
Cristal violeta	0 – 1,8	amarelo → azul
Vermelho de cresol	1 – 2 e 7 – 8,8	vermelho → amarelo amarelo → vermelho
Azul de timol	1,2 – 2,8 e 8 – 9,3	vermelho → amarelo amarelo → verde
2,4-dinitrofenol	2,7 - 4	incolor → amarelo
Alaranjado de metila	3,2 – 4,5	vermelho → amarelo
Verde de bromocresol	3,7 – 5,5	amarelo → azul
Vermelho de metila	4,2 – 6,2	vermelho → amarelo
Bromocresol púrpura	5,2 – 6,6	amarelo → púrpura (roxo)
Alizarina	5,6 – 7,4 e 11 – 12,5	amarelo → vermelho vermelho → azul
Vermelho de fenol	6,8 – 8,2	amarelo → vermelho
<i>m</i> -nitrofenol	6,7 – 8,6	incolor → amarelo
Fenolftaleína	8,2 – 9,8	incolor → vermelho (rosa)
Timolftaleína	9,5 – 10,6	incolor → azul

Tabela 4 -Soluções-Tampão usualmente utilizadas

Ácido fraco	Base conjugada	K _a do ácido	Faixa útil de pH
ácido ftálico, C ₆ H ₄ (COOH) ₂	íon hidrogenoftalato C ₆ H ₄ (COOH)(COO) ⁻	1,3 x 10 ⁻³	1,9 – 3,9
ácido acético, CH ₃ COOH	íon acetato, CH ₃ COO ⁻	1,8 x 10 ⁻⁵	3,7 – 5,8
íon di-hidrogenofosfato, H ₂ PO ₄ ⁻	íon hidrogenofosfato, HPO ₄ ²⁻	6,2 x 10 ⁻⁸	6,2 – 8,2
íon hidrogenofosfato, HPO ₄ ²⁻	íon fosfato, PO ₄ ³⁻	3,6 x 10 ⁻¹³	11,3 – 13,3
ácido bórico, B(OH) ₃ (H ₂ O)	íon borato, B(OH) ₄ ⁻	7,2 x 10 ⁻¹⁰	8,0 – 10,2
ácido carbônico, H ₂ O + CO ₂	íon bicarbonato, HCO ₃ ⁻	4,2 x 10 ⁻⁷	5,4 – 7,2
íon bicarbonato, HCO ₃ ⁻	íon carbonato, CO ₃ ²⁻	4,8 x 10 ⁻¹¹	9,2 – 11,3
TRIS = tris(hidroximetil) aminometano	(H ₂ N)C(CH ₂ OH) ₃	7,9 x 10 ⁻⁹	7,2 – 9,0
HEPES = ácido N-2- hidroxietilpiperazina-N'-2- etanossulfônico	R-SO ₃ ⁻	2,5 x 10 ⁻⁸	6,9 – 8,3

Referências:

Handbook of Chemistry and Physics, 76th edition, CRC Press, 1995-1996,

Acid-Base Indicators, p. 8-17.

Solubility Product Constants, p. 8-58.

Tabela 5 - CONSTANTES DE EQUILÍBRIO ENVOLVENDO ESPÉCIES POUCO SOLÚVEIS

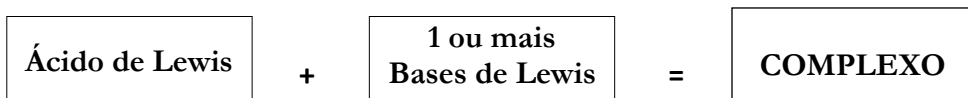
Substância	K _{ps}	Substância	K _{ps}
AgBr	$5,0 \times 10^{-15}$	Fe(OH) ₂	$8,0 \times 10^{-16}$
AgCN	$1,2 \times 10^{-16}$	Fe(OH) ₃	4×10^{-38}
AgOH	$2,0 \times 10^{-8}$	FeS	$6,3 \times 10^{-18}$
AgCl	$1,8 \times 10^{-10}$	Hg ₂ Cl ₂	$1,3 \times 10^{-18}$
Ag ₂ CrO ₄	$1,1 \times 10^{-12}$	Hg ₂ S	$1,0 \times 10^{-47}$
AgI	$8,3 \times 10^{-17}$	HgS	4×10^{-53}
Ag ₂ S	$6,3 \times 10^{-50}$	K ₂ Na[Co(NO ₂) ₆]	$2,2 \times 10^{-11}$
Ag ₂ CO ₃	$8,1 \times 10^{-12}$	KClO ₄	$1,05 \times 10^{-2}$
Al(OH) ₃	$1,3 \times 10^{-33}$	Li ₂ CO ₃	$8,15 \times 10^{-4}$
BaCO ₃	$5,1 \times 10^{-9}$	MgCO ₃	$3,5 \times 10^{-8}$
Ba(OH) ₂	5×10^{-3}	MgF ₂	$6,5 \times 10^{-9}$
BaCrO ₄	$2,0 \times 10^{-10}$	Mg(OH) ₂	$1,8 \times 10^{-11}$
BaF ₂	$1,84 \times 10^{-7}$	MnCO ₃	$1,8 \times 10^{-11}$
Ba(IO ₃) ₂	$4,01 \times 10^{-9}$	MnS	$5,1 \times 10^{-15}$
BaSO ₄	$1,07 \times 10^{-10}$	PbCl ₂	$1,6 \times 10^{-5}$
CaCO ₃	$2,8 \times 10^{-9}$	PbI ₂	$7,1 \times 10^{-9}$
CaC ₂ O ₄	4×10^{-9}	PbCO ₃	$7,4 \times 10^{-14}$
Ca(OH) ₂	$5,5 \times 10^{-6}$	Pb(OH) ₂	$1,2 \times 10^{-15}$
CdS	8×10^{-27}	PbS	$8,0 \times 10^{-28}$
Co(OH) ₃	$1,6 \times 10^{-44}$	PbSO ₄	$1,6 \times 10^{-8}$
Cr(OH) ₃	$6,3 \times 10^{-31}$	Sn(OH) ₂	$1,4 \times 10^{-28}$
Cu(OH) ₂	$2,2 \times 10^{-20}$	Sn(OH) ₄	1×10^{-56}
CuBr	$5,3 \times 10^{-9}$	SrCO ₃	$1,1 \times 10^{-10}$
CuCl	$1,2 \times 10^{-6}$	SrF ₂	$2,5 \times 10^{-9}$
CuCO ₃	$1,4 \times 10^{-10}$	SrSO ₄	$3,2 \times 10^{-7}$
CuC ₂ O ₄	$4,43 \times 10^{-10}$	ZnC ₂ O ₄	$1,37 \times 10^{-9}$
Cu(IO ₃) ₂	$6,94 \times 10^{-8}$	ZnCO ₃	$1,4 \times 10^{-11}$
Cu ₂ S	$2,5 \times 10^{-48}$	Zn(OH) ₂	$1,2 \times 10^{-17}$
CuS	$6,3 \times 10^{-36}$	ZnS	$2,0 \times 10^{-4}$

Como escrever equações iônicas ?

Reações em meio aquoso são representadas por equações na forma iônica. A vantagem é poder “ignorar” as espécies que não participam da reação. Com isso, fica mais evidente o motivo pelo qual a reação ocorre. As substâncias (reagentes e produtos) são escritas como íons separados ou na forma associada (molecular) conforme o seu comportamento em presença de água.

- Compostos solúveis que se separam em íons (eletrólitos fortes solúveis) são representados como cátions e ânions solvatados. É o caso dos sais solúveis, e dos ácidos e bases fortes. Por ex. brometo de potássio se representa por $K^+(aq) + Br^-(aq)$, ácido iodídrico, por $H^+(aq) + I^-(aq)$.
- Espécies solúveis que se dissociam pouco ou não se dissociam são representadas sob forma associada. É o caso dos ácidos e bases fracas e os complexos solúveis. Por ex. ácido fluorídrico é representado por $HF(aq)$, o complexo de prata(I) com amônia é $[Ag(NH_3)_2]^+(aq)$.
- A água é representada sob forma molecular, $H_2O(l)$.
- Sólidos pouco solúveis são representados sob forma molecular, tais como: compostos, como brometo de chumbo, representado por $PbBr_2(s)$; metais, como $Fe(s)$, $Mg(s)$, $Zn(s)$ e não metais, como $S_8(s)$, $C_{grafite}(s)$
- Substâncias em fase gasosa são representadas sob forma molecular. Por exemplo, $CO_2(g)$, $NO_2(g)$, $O_2(g)$, $H_2(g)$.

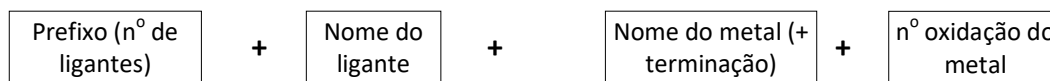
COMPLEXOS OU COMPOSTOS DE COORDENAÇÃO



- **Ácido de Lewis** = átomo ou íon metálico = *átomo ou íon central*
- **Bases de Lewis** = doadores de pares eletrônicos = *ligantes ou agentes complexantes*
 Podem ser: moléculas neutras, ex. H_2O , NH_3 , CO
 íons negativos, ex. Cl^- , OH^- , CN^-
 Podem ser: monodentados (1 átomo doador de par eletrônico), ex. $\underline{\text{N}}\text{H}_3$, $\underline{\text{F}}^-$
 bidentados (2 átomos doadores de pares eletrônicos), ex.
 etilenodiamina $\text{H}_2\underline{\text{N}}\text{CH}_2\text{CH}_2\underline{\text{N}}\text{H}_2$ e oxalato OOC-COO^-
 tridentados, tetradentados, etc.
- **Quelato** = complexo com ligante polidentado
- **Nº de coordenação** = nº de átomos doadores de pares eletrônicos ligados ao átomo central
- **Equilíbrios de formação de complexos**
 Ex. $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} + 4 \text{NH}_{3(\text{aq})} \rightleftharpoons [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}_{(\text{aq})}$ $\beta_{\text{est}} = 1,2 \times 10^{12}$ = constante de estabilidade (global) = $K_1 \times K_2 \times K_3 \times K_4$
- **Equilíbrios de dissociação de complexos**
 Ex. $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}_{(\text{aq})} \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} + 4 \text{NH}_{3(\text{aq})}$ $\beta_{\text{d}} = 8,5 \times 10^{-13}$ = constante de dissociação (β_{est}^{-1})

NOMENCLATURA

- Nomes usuais, ex. ferrocianeto, ferricianeto, cobaltinitrito
- Nomenclatura segundo normas da IUPAC



Nome do ligante: alguns ligantes têm nomes especiais, como

NH_3 = amin H_2O = aqua OH^- = hidroxio

Cl^- = cloro F^- = fluoro CN^- = ciano CO = carbonil

Terminação: Para complexos neutros ou catiônicos, o nome do metal fica inalterado.

Para complexos aniônicos, ao nome do metal adiciona-se a terminação ato.

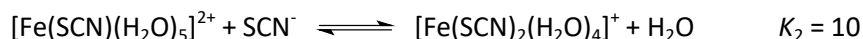
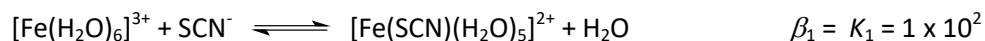
O *número de oxidação do metal* é indicado em algarismos romanos.

EXEMPLOS: $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ = hexaaquacobalto(II)
 $[\text{CoCl}_4]^{2-}$ = tetraclorocobaltato(II)

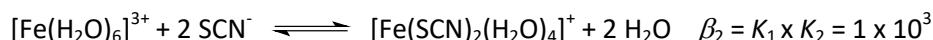
- Bibliografia: A.M.C.Ferreira, H.E.Toma e A.C.Massabni, *Química Nova*, 1984, vol. 7, nº 1, p. 9-15.

Tabela 6 - CONSTANTES DE ESTABILIDADE DE COMPLEXOS

As constantes apresentadas na tabela abaixo se referem aos **equilíbrios de formação de complexos**, partindo-se dos aqua-complexos respectivos. Por exemplo:



Somando as duas equações anteriores, vem:



Observe que:

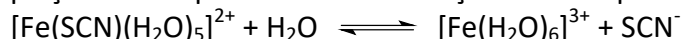
K_n = constante de formação ou estabilidade da etapa n ($n = 1, 2, 3, \dots$)

β_n = constante de formação ou estabilidade global = $K_1 \times K_2 \times \dots \times K_n$

As cores dos aqua-complexos mais comuns são: $\text{Ag}^+(\text{aq})$ e $\text{Al}^{3+}(\text{aq})$ incolores, $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ azul claro, $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ amarelo, $[\text{Ni}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ verde, $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ rosa.

Equilíbrios de dissociação de complexos

Quando se invertem os membros das equações de formação de complexos, obtêm-se as equações dos equilíbrios de dissociação dos complexos, por exemplo:



cuja constante é o inverso da constante de estabilidade = $(K_1)^{-1} = 1 \times 10^{-2}$

Equilíbrios	K_f
$\text{Ag}^+ + 2 \text{NH}_3 \rightleftharpoons [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$	$1,6 \times 10^7$
$\text{Ag}^+ + 2 \text{Cl}^- \rightleftharpoons [\text{AgCl}_2]^-$	$2,5 \times 10^5$
$\text{Ag}^+ + 2 \text{Br}^- \rightleftharpoons [\text{AgBr}_2]^-$	$1,3 \times 10^7$
$\text{Ag}^+ + 2 \text{CN}^- \rightleftharpoons [\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$	$5,6 \times 10^{18}$
$\text{Ag}^+ + 2 \text{S}_2\text{O}_3^{2-} \rightleftharpoons [\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^+$	$2,9 \times 10^{13}$
$\text{Al}^{3+} + 4 \text{OH}^- \rightleftharpoons [\text{Al}(\text{OH})_4]^-$	$1,1 \times 10^{33}$
$\text{Cd}^{2+} + 4 \text{Cl}^- \rightleftharpoons [\text{CdCl}_4]^{2-}$	$6,3 \times 10^2$
$\text{Cd}^{2+} + 4 \text{CN}^- \rightleftharpoons [\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}$	$6,0 \times 10^{18}$
Equilíbrios	K_f
$\text{Co}^{3+} + 6 \text{NH}_3 \rightleftharpoons [\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$	2×10^{35}

$\text{Co}^{2+} + 4 \text{SCN}^- \rightleftharpoons [\text{Co}(\text{SCN})_4]^{2-}$	1×10^3
$\text{Cu}^{2+} + 4 \text{NH}_3 \rightleftharpoons [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$2,1 \times 10^{13}$
$\text{Fe}^{2+} + 6 \text{CN}^- \rightleftharpoons [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	$7,7 \times 10^{36}$
$\text{Fe}^{3+} + 6 \text{CN}^- \rightleftharpoons [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$	$1,0 \times 10^{42}$
$\text{Fe}^{3+} + \text{SCN}^- \rightleftharpoons [\text{Fe}(\text{SCN})]^{2+}$	$8,9 \times 10^2$
$\text{Hg}^{2+} + 4 \text{Br}^- \rightleftharpoons [\text{HgBr}_4]^{2-}$	1×10^{21}
$\text{Hg}^{2+} + 4 \text{Cl}^- \rightleftharpoons [\text{HgCl}_4]^{2-}$	$1,2 \times 10^{15}$
$\text{Hg}^{2+} + 4 \text{CN}^- \rightleftharpoons [\text{Hg}(\text{CN})_4]^{2-}$	3×10^{41}
$\text{I}_2 + \text{I}^- \rightleftharpoons \text{I}_3^-$	$7,8 \times 10^2$
$\text{Ni}^{2+} + 4 \text{CN}^- \rightleftharpoons \text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}$	$1,0 \times 10^{31}$
$\text{Ni}^{2+} + 6 \text{NH}_3 \rightleftharpoons [\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$	$5,6 \times 10^8$
$\text{Pb}^{2+} + 4 \text{I}^- \rightleftharpoons [\text{PbI}_4]^{2-}$	$3,0 \times 10^4$
$\text{Sn}^{2+} + 4 \text{Cl}^- \rightleftharpoons [\text{SnCl}_4]^{2-}$	$3,0 \times 10^1$
$\text{Zn}^{2+} + 4 \text{CN}^- \rightleftharpoons [\text{Zn}(\text{CN})_4]^{2-}$	5×10^{16}
$\text{Zn}^{2+} + 4 \text{OH}^- \rightleftharpoons [\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$	$4,6 \times 10^{17}$
$\text{Zn}^{2+} + 4 \text{NH}_3 \rightleftharpoons [\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$2,9 \times 10^9$

Equilíbrios (envolvendo ligantes quelatos)	K_f
$\text{Cu}^{2+} + 2 \text{bipy} \rightleftharpoons [\text{Cu}(\text{bipy})_2]^{2+}$	$4,0 \times 10^{13}$
$\text{Cu}^{2+} + 2 \text{phen} \rightleftharpoons [\text{Cu}(\text{phen})_2]^{2+}$	$7,1 \times 10^{15}$
$\text{Cu}^{2+} + \text{gly} \rightleftharpoons [\text{Cu}(\text{gly})_2]^{2+}$	$1,15 \times 10^{15}$
$\text{Fe}^{2+} + 3 \text{bipy} \rightleftharpoons [\text{Fe}(\text{bipy})_3]^{2+}$	$4,0 \times 10^{17}$
$\text{Co}^{2+} + 3 \text{bipy} \rightleftharpoons [\text{Co}(\text{bipy})_3]^{2+}$	$1,05 \times 10^{16}$
$\text{Co}^{2+} + \text{edta}^{4-} \rightleftharpoons [\text{Co}(\text{edta})]^{2-}$	$2,0 \times 10^{16}$
$\text{Co}^{3+} + \text{edta}^{4-} \rightleftharpoons [\text{Co}(\text{edta})]^-$	$1,0 \times 10^{36}$
$\text{Cu}^{2+} + \text{edta}^{4-} \rightleftharpoons [\text{Cu}(\text{edta})]^{2-}$	$6,3 \times 10^{18}$
$\text{Fe}^{2+} + \text{edta}^{4-} \rightleftharpoons [\text{Fe}(\text{edta})]^{2-}$	$2,1 \times 10^{14}$
$\text{Fe}^{3+} + \text{edta}^{4-} \rightleftharpoons [\text{Fe}(\text{edta})]^-$	$1,26 \times 10^{25}$
$\text{Co}^{2+} + 3 \text{en} \rightleftharpoons [\text{Co}(\text{en})_3]^{2+}$	$6,6 \times 10^{13}$
$\text{Cu}^{2+} + 2 \text{en} \rightleftharpoons [\text{Cu}(\text{en})_2]^{2+}$	$3,98 \times 10^{19}$
$\text{Ni}^{2+} + 3 \text{en} \rightleftharpoons [\text{Ni}(\text{en})_3]^{2+}$	$4,07 \times 10^{18}$

NOMENCLATURA E FÓRMULAS DE COMPOSTOS IÔNICOS

As fórmulas dos compostos iônicos podem ser escritas, tendo em mente que:

Nos compostos iônicos, o nº relativo de íons positivos e negativos é tal que a soma algébrica de suas cargas elétricas é nula.

Os nomes dos ácidos se relacionam ao dos sais, através da correspondência das terminações:

SAL	ÁCIDO CORRESPONDENTE
-eto	-ídrico
-ito	-oso
-ato	-ico

1. Nomenclatura e fórmulas de cátions

NOME DO CÁTION	FÓRMULA	NOME EM INGLÊS
Alumínio	Al^{3+}	aluminum
Amônio	NH_4^+	ammonium
Bário	Ba^{2+}	barium
Cádmio	Cd^{2+}	cadmium
Calício	Ca^{2+}	calcium
Chumbo	Pb^{2+}	lead
Cobalto(II)	Co^{2+}	cobalt(II)
Cobre(I); cuproso*	Cu^+	copper(I)
Cobre(II); cúprico	Cu^{2+}	copper(II)
Crômio(II); cromoso*	Cr^{2+}	chromium(II)
Crômio(III); crômico	Cr^{3+}	chromium(III)
Estanho(II); estanoso*	Sn^{2+}	tin(II)
Estanho(IV); estânico	Sn^{4+}	tin(IV)
Estrôncio	Sr^{2+}	strontium
Ferro(II); ferroso*	Fe^{2+}	iron(II)
Ferro(III); férrico	Fe^{3+}	iron(III)
Hidrogênio; hidroxônio	H^+ ; H_3O^+	hydrogen
Lítio	Li^+	lithium
Magnésio	Mg^{2+}	magnesium
Manganês(II), manganoso	Mn^{2+}	manganese(II)
Mercúrio(I); mercurioso*	Hg_2^{2+}	mercury(I)
Mercúrio(II); mercúrico	Hg^{2+}	mercury(II)
Níquel(II)	Ni^{2+}	nickel(II)
Potássio	K^+	potassium
Prata	Ag^+	silver
Sódio	Na^+	sodium
Zinco	Zn^{2+}	zinc

* Em solução aquosa é oxidado facilmente pelo ar.

2. Nomenclatura e fórmulas de ânions

NOME DO ÂNION	FÓRMULA	NOME EM INGLÊS
Acetato	CH_3COO^-	acetate
Bromato	BrO_3^-	bromate
Brometo	Br^-	bromide
Carbeto**	C^{4-}	carbide
Carbonato	CO_3^{2-}	carbonate
Hidrogenocarbonato; bicarbonato	HCO_3^-	carbonate, hydrogen
Cianato	OCN^-	cyanate
Cianeto	CN^-	cyanide
Clorato	ClO_3^-	chlorate
Perclorato	ClO_4^-	perchlorate
Cloreto	Cl^-	chloride
Clorito	ClO_2^-	chloride
Hipoclorito	ClO^-	hypochlorite
Cromato	CrO_4^{2-}	chromate
Dicromato	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	dichromate
Fosfato	PO_4^{3-}	orthophosphate
Monohidrogenofosfato	HPO_4^{2-}	ortophosphate, mono-hydrogen
Diidrogenofosfato	H_2PO_4^-	ortophosphate, di-hydrogen
Fluoreto	F^-	fluoride
Hexacianoferrato(II); ferrocianeto	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	hexacyanoferrate(II)
Hexacianoferrato(III); ferricianeto	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$	hexacyanoferrate(III)
Hidreto**	H^-	hydride
Hidróxido	OH^-	hydroxide
Iodato	IO_3^-	iodate
Iodeto	I^-	iodide
Nitrato	NO_3^-	nitrate
Nitreto**	N^{3-}	nitride
Nitrito	NO_2^-	nitrite
Oxalato	$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$	oxalate
Hidrogenooxalato	HC_2O_4^-	oxalate, hydrogen
Óxido**	O^{2-}	oxide
Permanganato	MnO_4^-	permanganate
Peróxido**	O_2^{2-}	peroxide
Sulfato	SO_4^{2-}	sulfate
Hidrogenossulfato; bissulfato	HSO_4^-	sulfate, hydrogen
Sulfeto	S^{2-}	sulfite
Hidrogenossulfeto; bissulfeto	HS^-	sulfide, hydro
Silicato	SiO_4^{4-}	orthosilicate
Sulfito	SO_3^{2-}	sulfite
Hidrogenossulfito; bissulfito	HSO_3^-	sulfite, hydrogen
Tiocianato	SCN^-	thiocyanate
Tiossulfato	$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	thiosulfate
Tetrationato	$\text{S}_4\text{O}_6^{2-}$	tetrathionate

**Não existe em solução aquosa; reage com água.

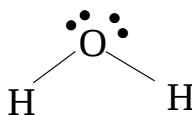
ESTRUTURAS ELETRÔNICAS DE LEWIS PARA ÍONS E MOLÉCULAS

1. Conhecer o número de elétrons de valência para cada átomo;
2. Calcular o número total dos elétrons de valência na molécula ou íon e o número de pares de elétrons. Cada carga no íon conta como um elétron a mais (no caso de um ânion), ou a menos (no caso de um cátion);
3. Prever a disposição dos átomos na molécula (o átomo com eletronegatividade mais baixa é, em geral, o átomo central);
4. Colocar um par de elétrons (uma ligação simples) entre cada par de átomos ligados;
5. Colocar os pares restantes como pares isolados em torno de cada átomo terminal, a fim de completar seu octeto (exceto H), e os pares que ainda restam em torno do átomo central.
6. Considerar ligações múltiplas se o átomo central não estiver completo com 4 pares de elétrons.

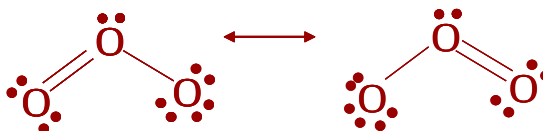
EXEMPLOS



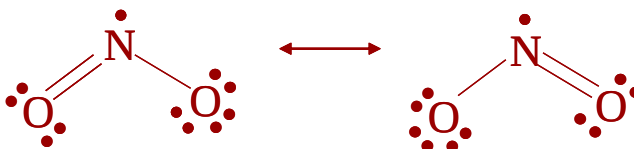
Total elétrons = 8



Total elétrons = 18



Total elétrons = 17



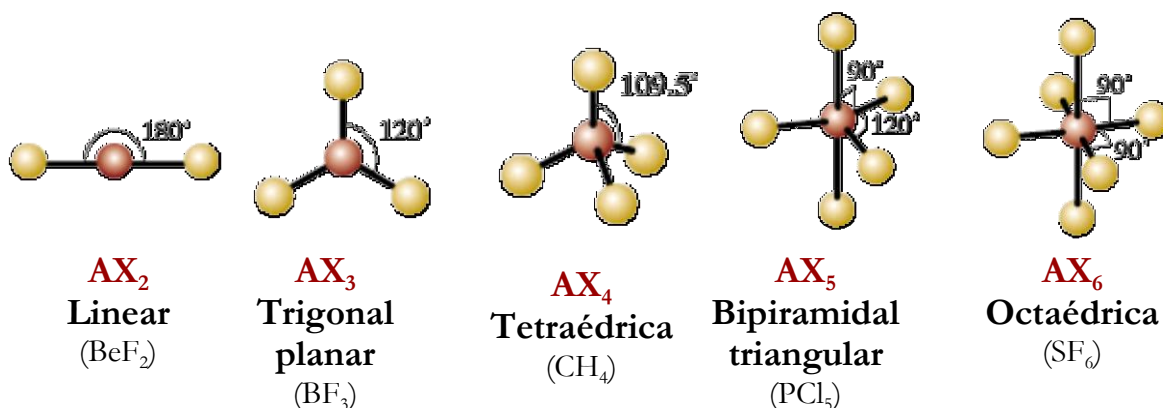
Total elétrons = 11



GEOMETRIA DAS MOLÉCULAS: MÉTODO DA REPULSÃO DOS PARES DE ELÉTRONS NA CAMADA DE VALÊNCIA

“O arranjo geométrico assumido pelo conjunto de átomos na molécula é aquele que minimiza as repulsões entre os pares de elétrons” - As repulsões entre os pares de elétrons ligantes e isolados controlam os ângulos entre as ligações do átomo central e os átomos que o circundam.

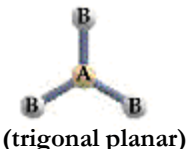
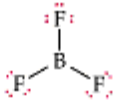
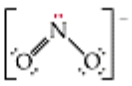
CASO 1 – ÁTOMOS CENTRAIS EXCLUSIVAMENTE COM PARES DE ELÉTRONS LIGANTES



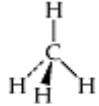
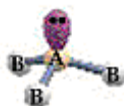
CASO 2 – ÁTOMOS CENTRAIS COM PARES DE ELÉTRONS LIGANTES E PARES DE ELÉTRONS ISOLADOS

Todos os pares de elétrons do átomo central – ligantes e isolados – devem ser levados em conta na previsão da geometria das moléculas. Os pares isolados não participam de ligações químicas, mas afetam a geometria das moléculas!!!!

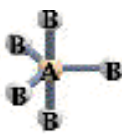
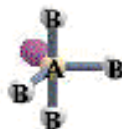
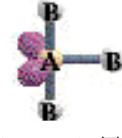
Três pares de elétrons

	Pares ligantes	Pares isolados	Geometria	Exemplo
	3	0	 (trigonal planar)	
Trigonal planar	2	1	 (angular)	

Quatro pares de elétrons

	Pares ligantes	Pares isolados	Geometria	Exemplo
 Tetraédrica	4	0	 (tetraédrica)	
	3	1	 (piramidal)	
	2	2	 (angular)	

Cinco pares de elétrons

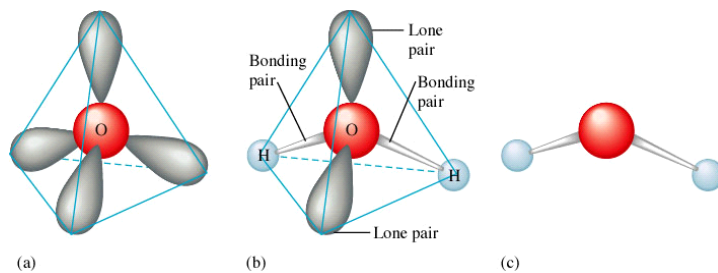
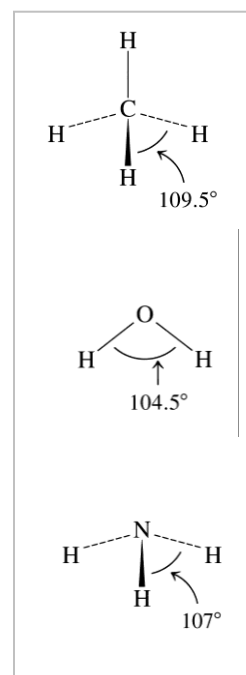
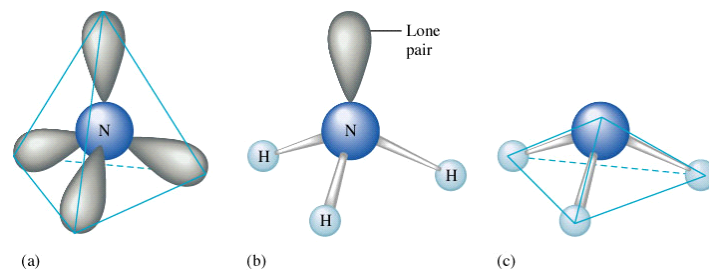
	Pares ligantes	Pares isolados	Geometria	Exemplo
 Bipiramidal triangular	5	0	 (bipiramidal triangular)	PCl ₅
	4	1	 (gangorra)	SF ₄
	3	2	 (forma de T)	ClF ₃
	2	3	 (linear)	XeF ₂

Seis pares de elétrons

	Pares ligantes	Pares isolados	Geometria	Exemplo
 Octaédrica	6	0	 (Octaédrica)	SF_6
	5	1	 (quadrado piramidal)	BrF_5
	4	2	 (quadrado planar)	XeF_4

Exemplos

Efeito no ângulo de ligação: “Quanto maior o número de pares isolados maior será a distorção nos ângulos de ligação na molécula”

 H_2O  NH_3 

POLARIDADE DE LIGAÇÃO E ELETRONEGATIVIDADE

POLARIDADE DA LIGAÇÃO – nem todos os átomos retêm, com igual força, os respectivos elétrons de valência, nem recebem elétrons com a mesma facilidade.

(i) **Ligação entre dois átomos idênticos** – o par de elétrons ligante é compartilhado igualmente entre os dois átomos. Ex. H_2 , F_2 (ligação covalente apolar)

(ii) **Ligação entre dois átomos diferentes** – um deles irá atrair mais fortemente o par de elétrons compartilhado do que o outro. Ex. HF , H_2O (ligação covalente polar)

(iii) **Ligação entre dois átomos diferentes com deslocamento total do par de elétrons ligante** – ligação iônica

ELETRONEGATIVIDADE (χ) – expressa o poder de um átomo de atrair para si os elétrons numa molécula.

1) **Conceituação de Pauling** – Escala baseada em dados termoquímicos de energias de ligação. As ligações entre átomos diferentes são sempre mais fortes do que o esperado a partir das forças de ligações das moléculas homonucleares. A diferença de eletronegatividade entre os átomos A e B é:

$$\chi_A - \chi_B = 0,1017 \sqrt{\Delta}$$

Δ (em eV) é a energia de ligação adicional calculada a partir das energias de dissociação das moléculas A-A, B-B e A-B pela expressão:

$$\Delta = E_{AB}(\text{experimental}) - E_{AB}(\text{calculada para ligação } 100\% \text{ covalente})$$

$$E_{AB}(100\% \text{ covalente}) = \sqrt{E_{AA} \times E_{BB}}$$

Exemplo: $E_{HH} = 436 \text{ kJ/mol}$, $E_{ClCl} = 243 \text{ kJ/mol}$, $E_{HCl} = 431 \text{ kJ/mol}$, $\Delta = 431 - (436 \times 243)^{1/2} = 431 - 325 = 106 \text{ kJ/mol}$, $\chi_{Cl} - \chi_H = 0,1017 (106)^{1/2} = 1,0$ tomando como referência $\chi_H = 2,0$ temos $\chi_{Cl} = 3,0$

2) **Conceituação de Mulliken** – baseada nos valores de energia de ionização (EI, em eV) e afinidade eletrônica (AE, em eV) do átomo, sendo $1 \text{ eV} = 96,485 \text{ kJ/mol}$.

$$\chi^M = (EI + AE) / 2$$

$$\text{Ou } \chi^M = (EI + AE) / 540, \text{ EI e AE em kJ}$$

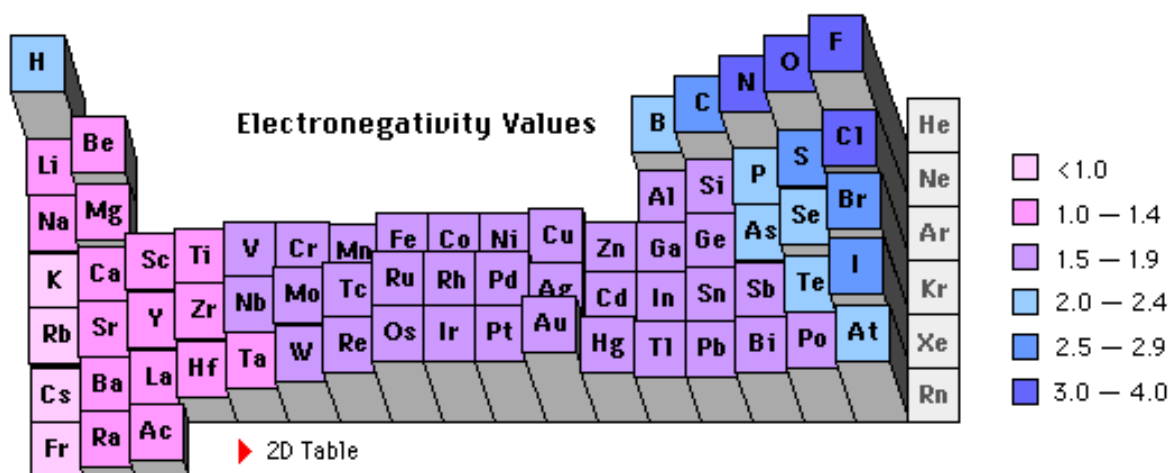
Exemplo: $\chi_{Cl} = (1256 + 349) \text{ kJ} / 540 \text{ kJ} = 3,0$ (o sinal de AE é contrário à convenção termodinâmica)

3) **Conceituação de Allred e Rochow** – considera a eletronegatividade uma função do tamanho (r = raio covalente, em pm) e da carga nuclear efetiva.

$$\chi^{AR} = (3590 Z_{ef} / r^2) + 0,744$$

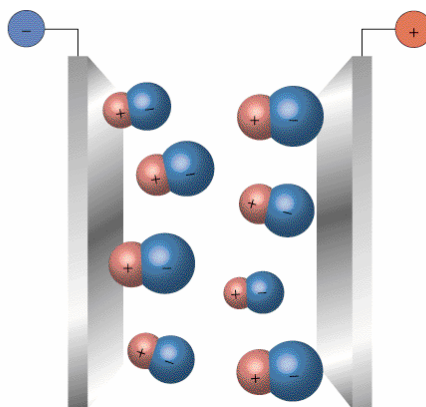
Exemplo: $\chi_{Cl} = (3590 \times 6,10 / 99^2) + 0,744 = 3,0$

... Com os valores de eletronegatividade em mente é possível prever: se uma ligação é polar, qual o átomo numa ligação que é eletronegativo e qual é eletropositivo, se uma ligação é mais polar que outra... o caráter iônico da ligação aumenta quando a diferença entre as eletronegatividades dos átomos aumenta.



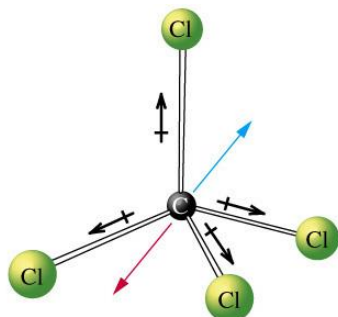
POLARIDADE DAS MOLÉCULAS

Uma molécula pode ter ligações polares e ser apolar ???



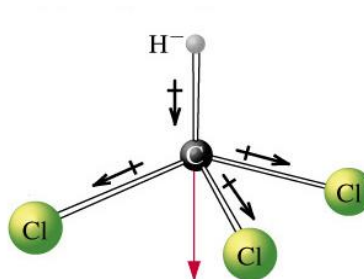
As moléculas polares quando sujeitas a um campo elétrico sofrem a ação de forças que tendem a alinhá-las na direção do campo. O grau de alinhamento das moléculas com o campo depende do respectivo momento de dipolo, μ , que se define como o produto do módulo das cargas parciais (δ^+ e δ^-) pela distância que as separa.

Para prever se uma molécula é ou não polar é necessário conhecer sua geometria!!!



momento dipolar nulo

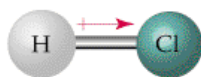
MOLÉCULA APOLAR



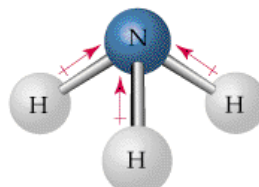
momento dipolar resultante

MOLÉCULA POLAR

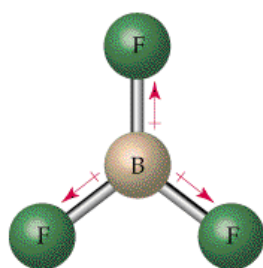
Exemplos



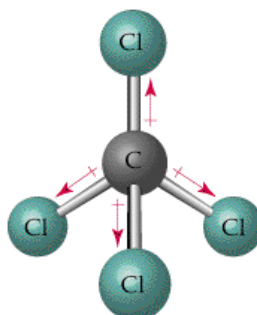
Polar



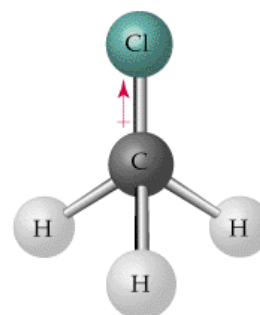
Polar



Nonpolar

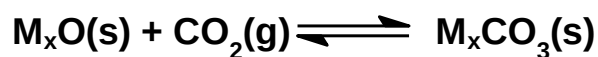


Nonpolar

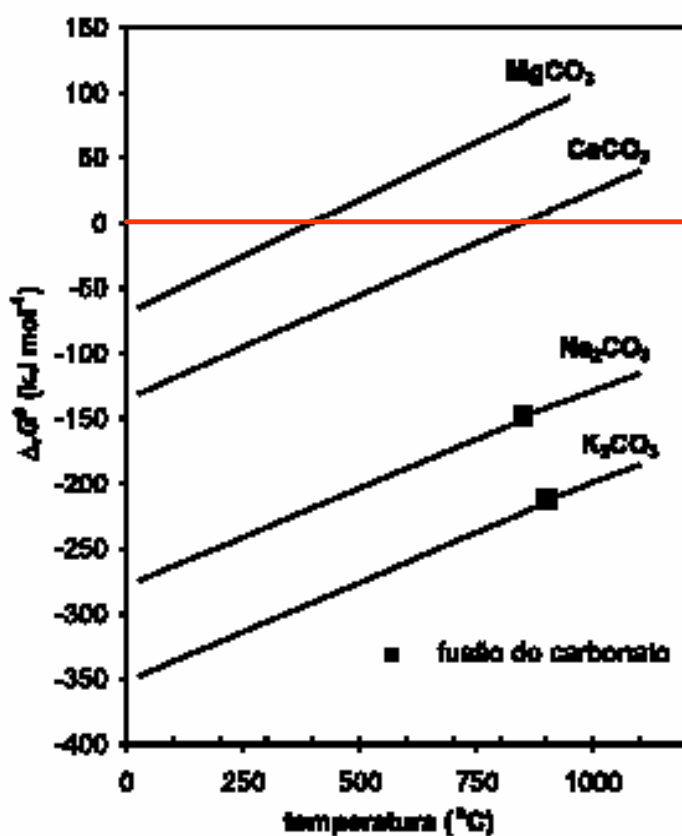


Polar

ESTABILIDADE DE CARBONATOS



O gráfico abaixo mostra a variação da energia livre padrão de formação de carbonatos (kJ/mol de CO_2) pela reação entre óxido metálico e CO_2 em função da temperatura. Lembrar que $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$.



REAÇÕES DE ÓXIDO-REDUÇÃO

• Regras para atribuição de número ou estado de oxidação

Elemento na forma de substância simples, em qualquer variedade alotrópica = zero

Ex.: C_{grafite}, C_{diamante}, O₂, O₃, H₂, F₂, S₈, Na, Fe, Ag

Compostos de hidrogênio: Hidretos, ex. NaH, CaH₂; n° oxidação H = (-1)

Demais compostos, n° oxidação H = (+1)

Compostos oxigenados: Peróxidos, ex. H₂O₂, Na₂O₂; n° oxidação O = (-1)

Superóxidos, ex. KO₂; n° oxidação O = (-1/2)

Demais compostos, n° oxid. O = (-2), exceto os com F

Compostos fluorados: Flúor tem sempre n° oxidação = (-1)

Metais alcalinos em seus compostos: n° oxidação = (+1)

Metais alcalino-terrosos em seus compostos: n° oxidação = (+2)

Haletos: n° oxidação = (-1)

Demais compostos: n° oxidação do elemento é calculado a partir dos outros elementos

ex. H₂SO₄, n° oxidação S = (+6); C₂O₄²⁻, n° oxidação C = (+3)

• Balanceamento pelo método das semi-reações

Baseia-se em balanceamento de massa e carga. Basta conhecer:

- O agente oxidante e a respectiva forma reduzida (para a semi-reação de redução)

Por exemplo: Cr₂O₇²⁻ → Cr³⁺

- O agente redutor e a respectiva forma oxidada (componentes da semi-reação de oxidação)

Por exemplo: H₂SO₃ → HSO₄⁻

- As condições do meio (ácido ou alcalino)

As outras espécies que irão completar a reação redox em meio aquoso podem ser H⁺ e H₂O (se o meio for ácido) e OH⁻ e H₂O (se o meio for básico).

Deve-se completar e acertar os coeficientes de *cada semi-reação separadamente*, por balanço de massa e carga, do seguinte modo:

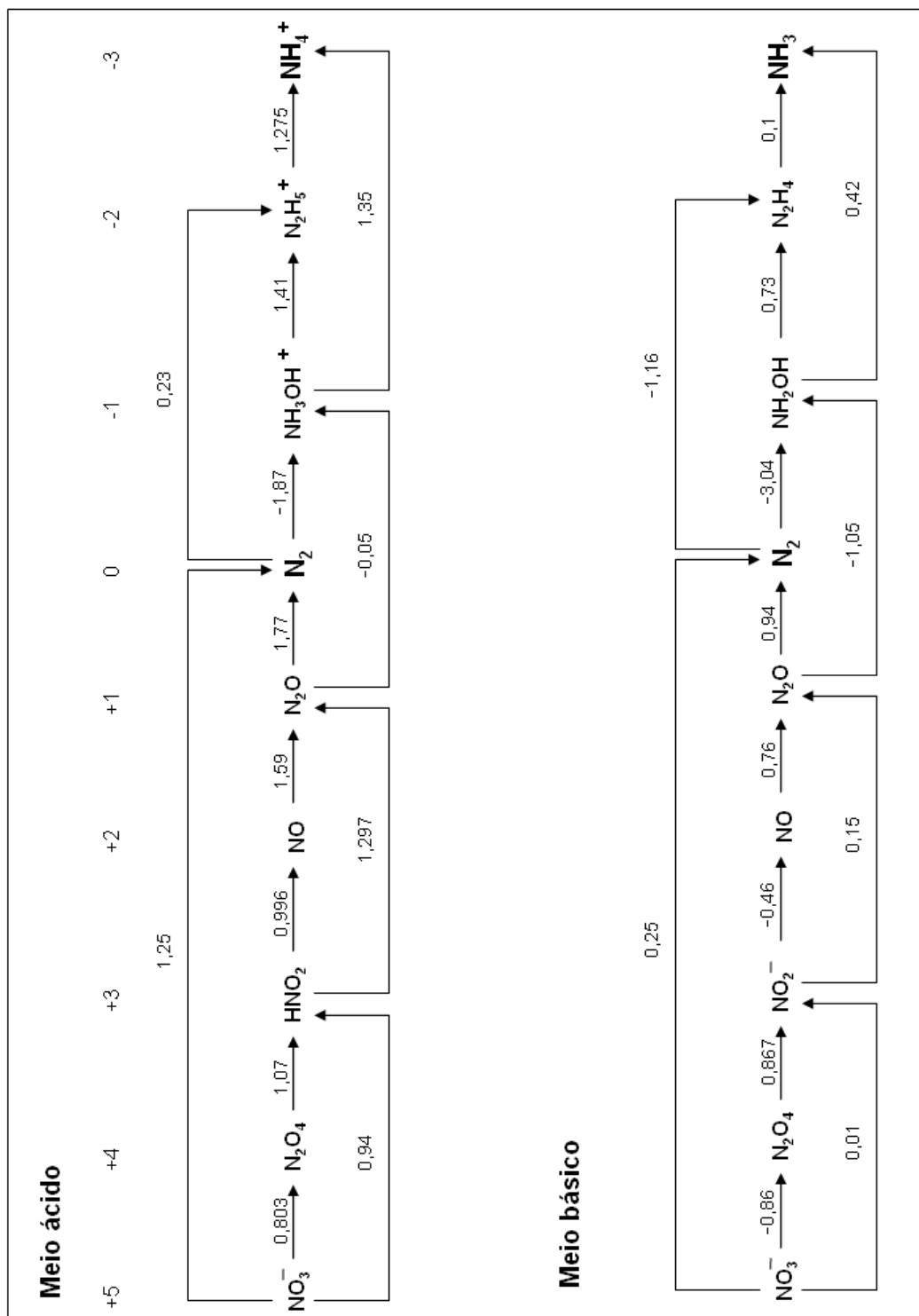
1. Iguale nos dois membros os números de átomos cujo n° oxidação varia.
2. Adicione o n° necessário de moléculas de água ao lado deficiente em oxigênio.
3. Se o meio for ácido, balanceie H adicionando o número necessário de íons H⁺ ao lado deficiente em hidrogênio. Se o meio for básico, balanceie H pela adição de H₂O ao lado deficiente em hidrogênio e OH⁻ ao lado oposto.
4. Adicione o número necessário de elétrons ao lado deficiente em cargas (-).
5. A equação final é obtida somando-se as duas semi-reações após serem multiplicadas por coeficientes adequados para cancelar os elétrons, ou seja, *o número de elétrons cedidos pela espécie redutora deve ser igual ao número de elétrons recebidos pela espécie oxidante*. Finalmente, cancele as espécies que aparecem em ambos os lados da equação.

IMPORTANTE: A equação está correta se o número de átomos de cada elemento for igual nos dois membros (balanço de massa) e a soma algébrica das cargas das espécies do primeiro membro for igual à soma algébrica das cargas das espécies do segundo membro da equação (balanço de carga).

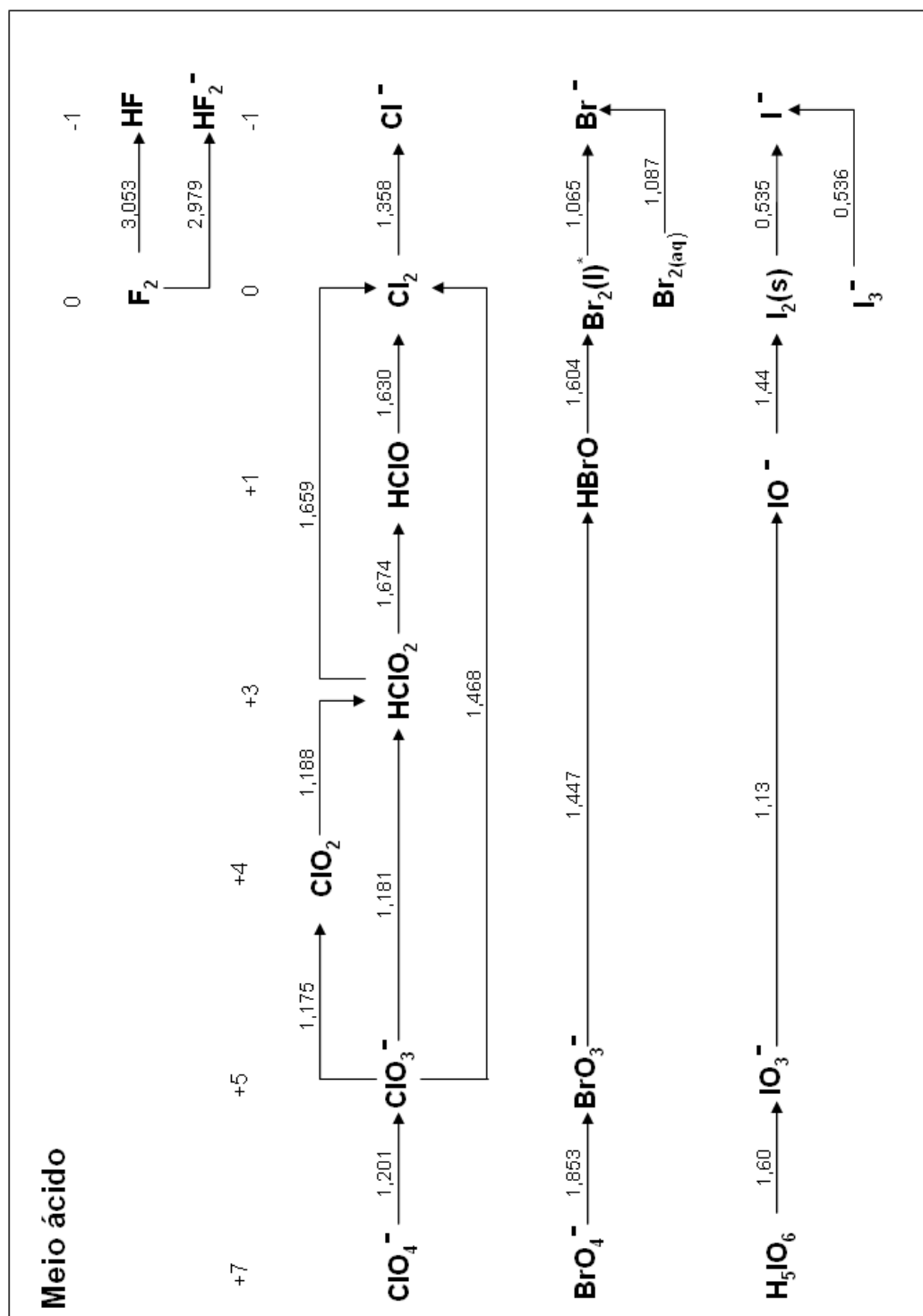
Referência: P. Atkins e L. Jones, *Princípios de Química*, Bookman, Porto Alegre, 2001.

DIAGRAMAS DE LATIMER

Compostos de nitrogênio

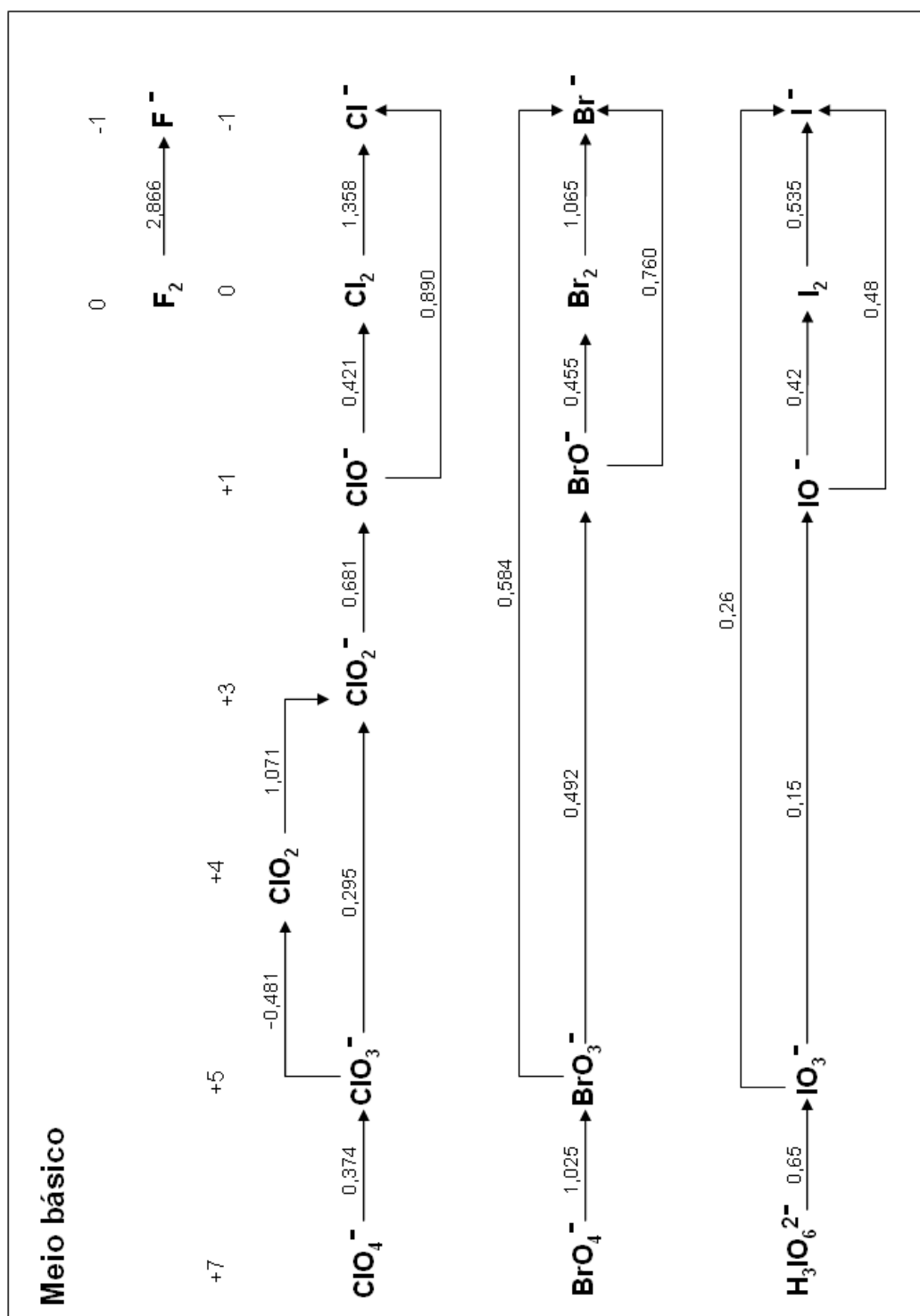


Compostos de halogênios –meio ácido

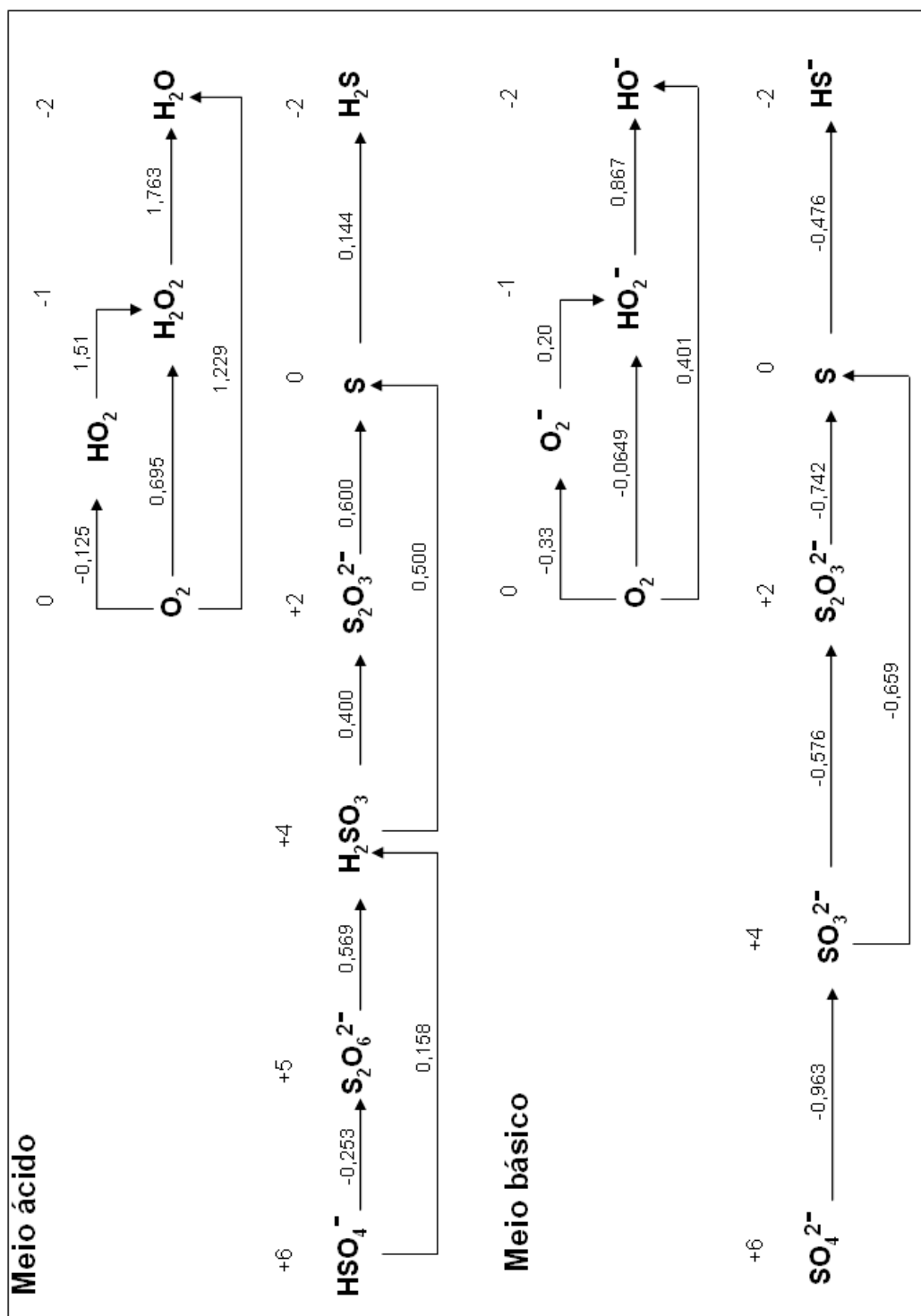


* O bromo não é suficientemente solúvel em água à temperatura ambiente para alcançar atividade unitária. Assim, o valor para uma solução saturada em contato com $Br_2(l)$ deve ser usado em todos os cálculos práticos.

Compostos de halogênios –meio básico

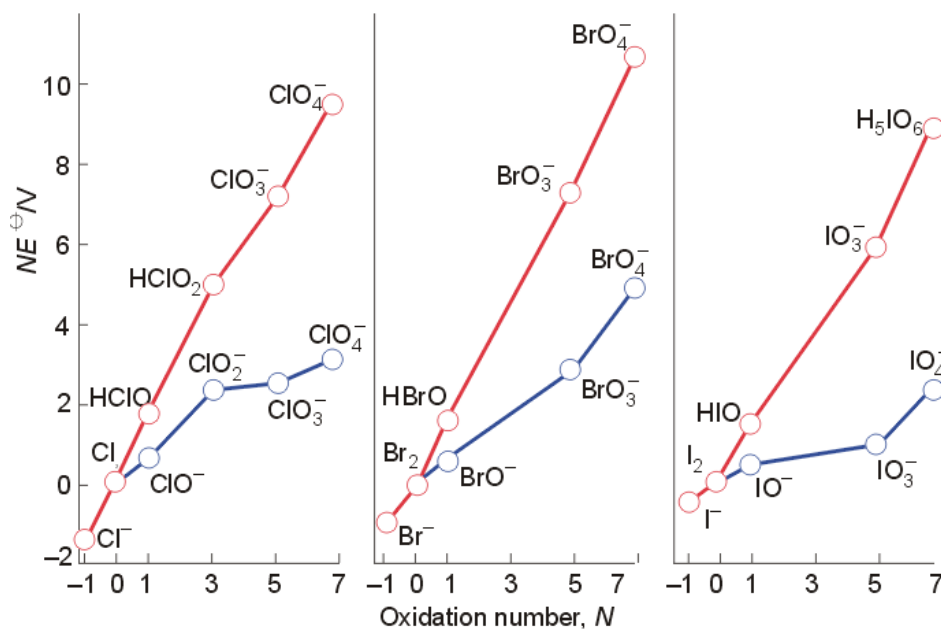


Compostos de oxigênio e enxofre



DIAGRAMAS DE FROST

PARA COMPOSTOS DE HALOGENÍOS



DIAGRAMAS DE FROST PARA ALGUNS METAIS

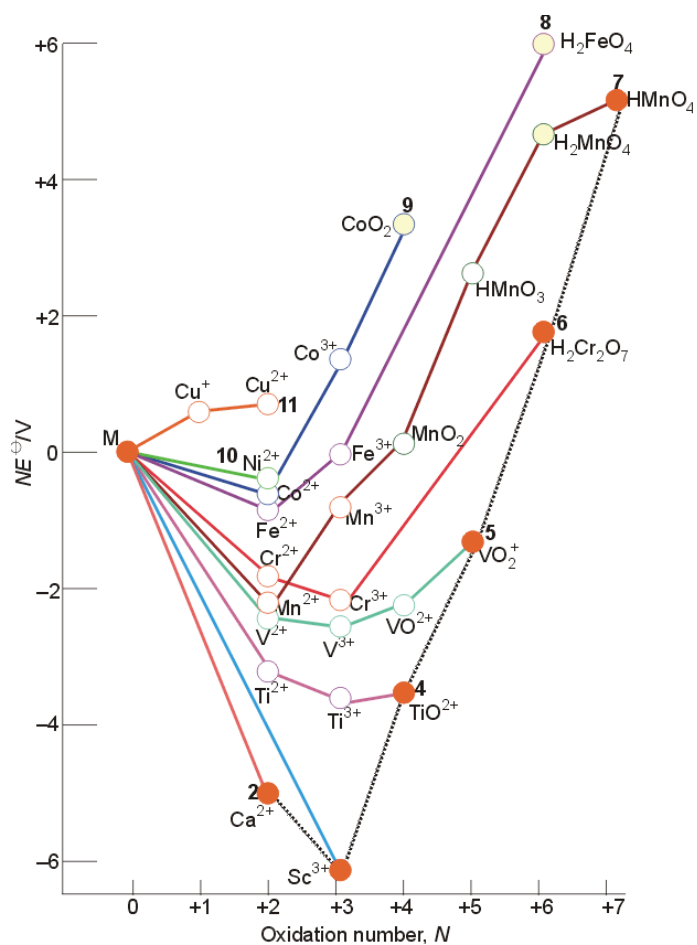
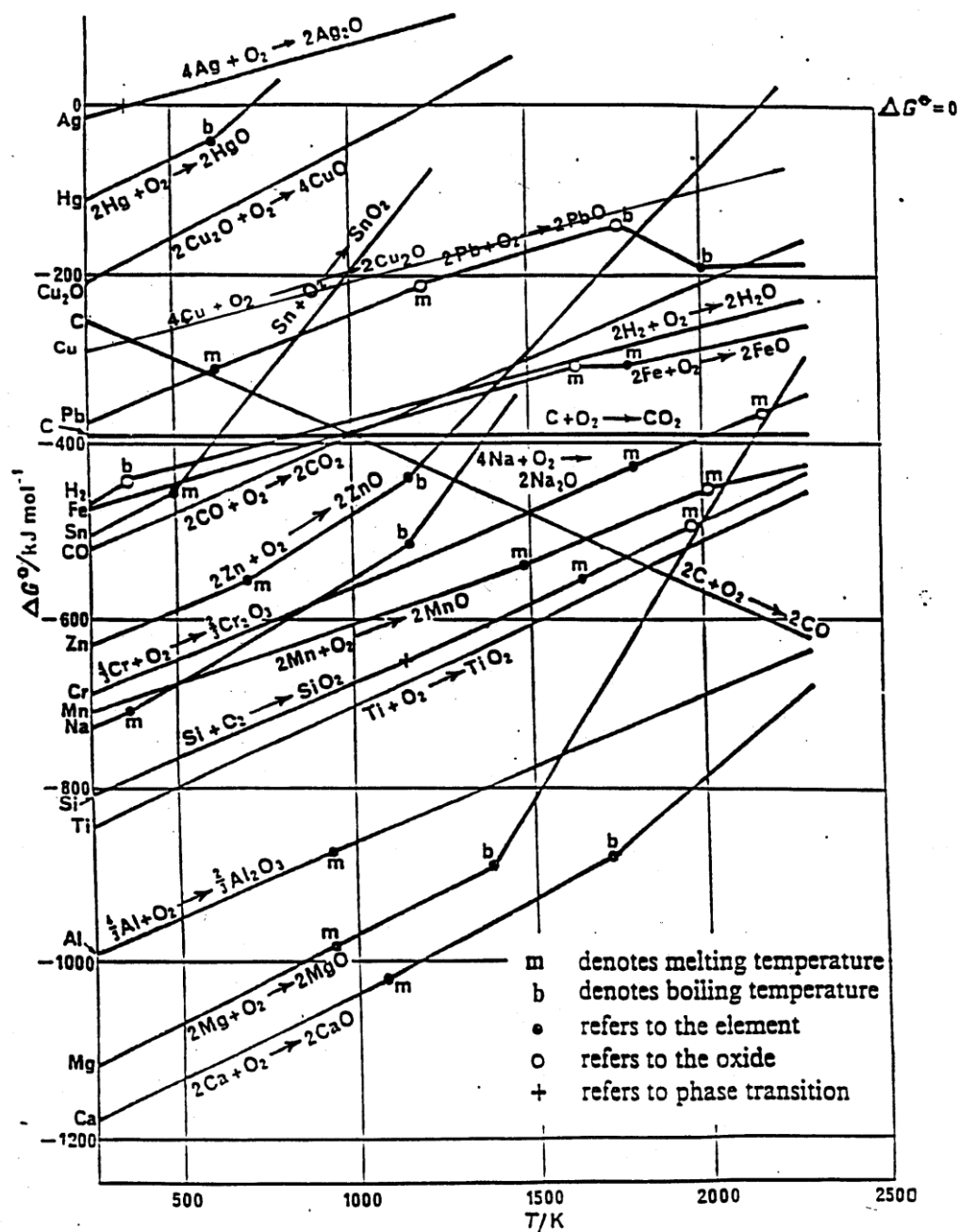


DIAGRAMA DE ELLINGHAM

Gráfico da variação da energia livre padrão de formação de óxidos (kJ/mol de O_2) em função da temperatura.



NÃO REMOVER ESTA PÁGINA