

Trabalhos práticos da disciplina de Química Inorgânica

Licenciatura em Engenharia Química e Bioquímica

Lista de trabalhos:

TP1: Introdução à oxidação-redução e pilhas electroquímicas

TP2: Extracção do chumbo a partir do óxido de chumbo

TP3: Metais, cor de chamas e solubilidade de sais

TP4: Complexos de metais de transição

TP5: Cor e espectros de absorção no visível

TP6: Determinação da percentagem de hipoclorito de sódio numa lixívia comercial

Ano lectivo 2015/16, 2º semestre

Unidade Departamental de Engenharias

Escola Superior de Tecnologia de Tomar

Instituto Politécnico de Tomar

Trabalho Prático nº 1

Introdução à oxidação-redução e pilhas electroquímicas

1. Introdução

1.1. Reacções redox

Num processo electroquímico ocorre a transferência de um electrão de uma substância para outra, daí ser chamada uma reacção redox, uma vez que o electrão perdido na oxidação de um elemento está associado ao ganho de um electrão na redução de outro elemento.

Assim, a oxidação e a redução ocorrem simultaneamente, não podendo haver uma sem a outra. No entanto, podemos pensar num processo redox como sendo constituído por duas reacções separadas, designadas semi-reacções ou reacções parciais, uma representando a reacção de oxidação e a outra a de redução.

1.2. Pilhas electroquímicas

Normalmente, uma reacção redox ocorre quando o agente oxidante está em contacto com o agente redutor: há transferência directa dos electrões do agente redutor para o oxidante. No entanto, se separarmos fisicamente o agente redutor do oxidante e estabelecermos uma ligação externa condutora, então haverá passagem de electrões, ou seja, passagem de corrente: a este dispositivo dá-se o nome de pilha electroquímica ou célula galvânica.

Uma pilha electroquímica é constituída por dois eléctrodos: o eléctrodo onde ocorre a oxidação chama-se ânodo, ao passo que o eléctrodo onde ocorre a redução é o cátodo. À diferença de potencial entre os dois eléctrodos dá-se o nome de força electromotriz e é expressa em volt (V), e é devida às reacções de oxidação e de redução, designadas por reacções de meia-pilha. Uma reacção redox espontânea resulta numa pilha com uma diferença de potencial positiva. Para permitir a passagem de corrente eléctrica é necessário fechar o circuito, o que é feito colocando uma ponte salina a ligar as duas células, em que esta é geralmente uma solução concentrada de um electrólito forte, o que permite o fluxo de iões de e para o interior das soluções.

É impossível medir o potencial absoluto de um eléctrodo, mas sim medir diferenças de potencial entre eléctrodos. Assim, é necessário um eléctrodo padrão, a partir do qual se determina o potencial de todos os outros. Esse eléctrodo padrão é o eléctrodo padrão de hidrogénio, que consiste numa barra de platina mergulhada numa solução 1 M em hidrogénio, onde é borbulhado hidrogénio gasoso a 1 atm. Por convenção, o potencial de redução padrão para a reacção de redução do hidrogénio a 25°C é zero.

Assim, pode-se estabelecer uma série de potenciais de redução padrão que medem a maior ou menor tendência de uma dada espécie para aceitar electrões. Esta série é designada série electroquímica. Na tabela I encontram-se os potenciais de redução padrão a 25°C. As condições padrão são a concentração 1 M das espécies em solução e a pressão de 1 atm para as espécies gasosas. Quanto mais positivo o valor de E° maior a tendência da espécie para sofrer redução, e logo maior o poder oxidante. Quanto mais negativo, maior a tendência para sofrer oxidação. Testando diferentes pares de metais/solução, podemos estabelecer uma série electroquímica dos metais.

2. Procedimento experimental

2.1. Reacções redox

- 2.1.1. Prepare pequenas placas de zinco, cobre e chumbo, limpando-as com uma lixa.
- 2.1.2. Prepare 100 ml das seguintes soluções:
 - a) nitrato de chumbo 0.1 M, $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$
 - b) nitrato de cobre 0.1 M, $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$
 - c) nitrato de zinco 0.1 M, $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$
 - d) nitrato de prata 0.1 M, AgNO_3 .
- 2.1.3. Coloque uma pequena porção da solução a) em três gobelets, e mergulhe em cada um deles uma placa de zinco, de chumbo e de cobre.
- 2.1.4. Observe se há ou não reacção em cada caso, referindo o aspecto do metal e da solução.
- 2.1.5. Repita a operação para as restantes soluções, tendo o cuidado de limpar e lixar as placas metálicas antes de as mergulhar nas soluções.

2.2. Pilhas electroquímicas

- 2.2.1. Coloque a solução de nitrato de cobre 0.1 M num gobelet de 100 ml, e mergulhe na solução uma lâmina de cobre previamente limpa. Ligue o eléctrodo de cobre ao terminal positivo de um voltímetro.
- 2.2.2. Coloque a solução de nitrato de zinco 0.1 M num copo semelhante e introduza a barra de zinco. Ligue este eléctrodo ao terminal negativo do voltímetro.
- 2.2.3. Estabeleça o contacto entre as duas soluções, com uma ponte salina, e faça a leitura de voltagem, registando-a.
- 2.2.4. Repita o procedimento com a solução de nitrato de chumbo 0.1M.
- 2.2.5. Terminado o trabalho, lavar e arrumar todo o material de laboratório e guardar as soluções em frasco de vidro para posterior utilização.

3. Bibliografia

- 3.1. M. L. S. S. Gonçalves, *Métodos Instrumentais para Análise de Soluções – Análise Quantitativa*, 4ª Edição, Fundação Calouste Gulbenkian, 2001
- 3.2. R. Chang, *Química*, 5ª Edição, McGraw-Hill, Lisboa, 1995
- 3.3. A. M. O. Brett e C. A. M. A. Brett, *Electroquímica: Princípios, Métodos e Aplicações*, Almedina, 1996

Ficha nº 1: Introdução à oxidação-redução e pilhas electroquímicas

Turma: Grupo: Data://

4. Cálculos prévios**4.1. Solução de $Pb(NO_3)_2$**

Concentração: 0.1 M

Volume: 100 mL

Nº moles:

M $Pb(NO_3)_2$:Massa de $Pb(NO_3)_2$: a pesar pesada:**4.2. Solução de $Cu(NO_3)_2$**

Concentração: 0.1 M

Volume: 100 mL

Nº moles:

M $Cu(NO_3)_2$:Massa de $Cu(NO_3)_2$: a pesar pesada:**4.3. Solução de $Zn(NO_3)_2$**

Concentração: 0.1 M

Volume: 100 mL

Nº moles:

M $Zn(NO_3)_2$:Massa de $Zn(NO_3)_2$: a pesar pesada:**4.4. Solução de $AgNO_3$**

Concentração: 0.1 M

Volume: 100 mL

Nº moles:

M $AgNO_3$:Massa de $AgNO_3$: a pesar pesada:

5. Resultados experimentais**5.1. Reacções redox**

Gobelet	Composição	Observação
1	Zn/Pb(NO ₃) ₂	
2	Pb/Pb(NO ₃) ₂	
3	Cu/Pb(NO ₃) ₂	
4	Zn/Cu(NO ₃) ₂	
5	Pb/Cu(NO ₃) ₂	
6	Cu/Cu (NO ₃) ₂	
7	Zn/Zn(NO ₃) ₂	
8	Pb/Zn(NO ₃) ₂	
9	Cu/Zn(NO ₃) ₂	
10	Zn/AgNO ₃	
11	Pb/AgNO ₃	
12	Cu/AgNO ₃	

5.2. Pilhas electroquímicas

Pilha	Diferença de potencial / mV
Chumbo / Zinco	
Chumbo / Cobre	
Zinco / Cobre	

6. Questões pós-laboratoriais

- 6.1. Escreva as equações químicas nos casos em houve reacção espontânea.
- 6.2. Ordene por ordem decrescente o carácter redutor dos diversos metais estudados. Justifique.
- 6.3. Escreva os diagramas da pilhas construídas. Explique o funcionamento das mesmas e discuta os valores de força electromotriz obtidos.

Trabalho Prático nº 2

Extracção do chumbo a partir do óxido de chumbo

1. *Introdução*

A maior parte dos metais são obtidos a partir de minerais, ou seja, substâncias de ocorrência natural cuja composição química varia entre determinados limites. O minério é assim um depósito mineral com uma concentração que permite a extracção do metal desejado de um modo economicamente viável.

A produção de um metal pode ser realizada por redução do metal, a qual pode ser levada a cabo de duas formas: a elevada temperatura, processo metalúrgico designado de pirometalurgia, ou por redução electrolítica.

2. *Procedimento experimental*

2.1. Obtenção do cobre

2.1.1. Preparar 100 ml de uma solução 0.1 M de sulfato de cobre (II).

2.1.2. Num gobelet com a solução do sulfato de cobre coloque palha d' aço.
Observe.

2.1.3. Observe novamente no final da aula.

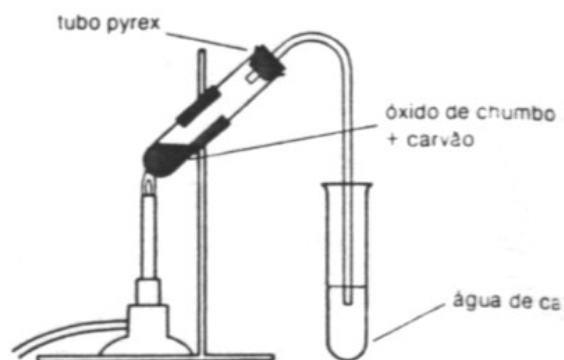
2.1.4. Repetir o procedimento usando folha de alumínio.

2.2. Obtenção do chumbo

2.2.1. Pesar cerca de 1 g de óxido de chumbo e igual quantidade de carvão, ambos em pó.

2.2.2. Misturar os sólidos num almofariz até ficarem bem homogéneos.
Colocar a mistura num tubo de ensaio.

2.2.3. Montar o seguinte esquema experimental de acordo com a figura:



- 2.2.4. Ligar o bico de Bunsen e deixar aquecer o tubo, primeiro de forma suave e depois fortemente. Observar o tubo (ou gobelet) com a água de cal.
- 2.2.5. Deixar arrefecer o tubo e despejar num gobelet cheio de água. Arrastar o carvão em excesso com água.
- 2.2.6. Observar o gobelet com água e o tubo de ensaio.

3. Bibliografia

- 3.1. R. Chang, *Química*, 5ª edição, McGraw-Hill, 1995

Ficha nº 2: Extração do chumbo a partir do óxido de chumbo

Turma: Grupo: Data://

4. Cálculos prévios*4.1. Obtenção do cobre**4.1.1. Solução de CuSO_4*

Concentração: 0.1 M

Volume: 100 mL

Nº moles:

M CuSO_4 :Massa de CuSO_4 : a pesar pesada:*4.2. Obtenção do chumbo**4.2.1. Massa de óxido de chumbo*Massa de PbO : a pesar pesada:M PbO :

Nº moles:

*4.2.2. Massa de carvão*Massa de *carvão*: a pesar pesada:

M C:

Nº moles:

5. Resultados experimentais*5.1. Obtenção do cobre*

Gobelet	Composição	Observação
1	Aço/ CuSO_4	
2	Al/ CuSO_4	

5.2. Obtenção do chumbo

Observações relativas à obtenção do chumbo

6. Questões pós-laboratoriais

- 6.1. Interprete as reacções que ocorreram com o sulfato de cobre.
- 6.2. Interprete a formação do chumbo metálico.
- 6.3. Porque razão é utilizada água de cal?

Trabalho Prático nº 3

Metais, cor de chamas e solubilidade de sais

1. Introdução

A cor de uma chama é afectada pela presença de um metal, uma vez que o átomo metálico é excitado, e essa cor é característica de cada metal, constituindo assim um método para detectarmos a presença desse metal.

Por outro lado, os elementos do 2º Grupo da Tabela Periódica têm normalmente apenas dois estados de oxidação, 0 e +2, e as propriedades químicas destes elementos são tão parecidas que é difícil separá-los. Apesar de muitos dos seus compostos serem pouco solúveis, é possível, pela escolha de um anião conveniente, encontrar diferenças na solubilidade que permitam a separação dos catiões destes metais. Depois de um estudo sistemático das solubilidades relativas dos seus carbonatos, cromatos, sulfatos, oxalatos e hidróxidos, poderemos fazer uma análise qualitativa de uma solução desconhecida que contenha um ou mais destes catiões.

2. Procedimento experimental

2.1. A cor das chamas

- 2.1.1. Preparar soluções aquosas saturadas dos seguintes sais: cloreto de sódio, brometo de potássio, carbonato de potássio, nitrato de bário, cloreto de bário, carbonato de cálcio, sulfato de cobre (II) e nitrato de cobre (II).
- 2.1.2. Mergulhar uma ponta de cada pavio de madeira em cada solução durante alguns minutos, incluindo a solução de sal desconhecido.
- 2.1.3. Acender um bico de Bunsen e ajustar a entrada de ar de modo a que a chama tenha a cor azul.

2.1.4. Introduzir cada pavio impregnado de solução na extremidade da chama. Repetir com um pavio não impregnado

2.1.5. Decidir qual é o sal desconhecido.

2.2. Solubilidade relativa de alguns metais

2.2.1. Preparar as seguintes soluções:

2.2.1.1. Soluções: nitrato de bário, de cálcio e de magnésio 0.1M.

2.2.1.2. Reagentes: carbonato de amónio 2M, cromato de potássio 0.5M, oxalato de amónio 0.2M, sulfato de amónio 1M e amoníaco 6M.

2.2.2. Em tubos de ensaio rigorosamente limpos, adicionar 1 ml de cada uma das soluções dos nitratos dos metais. Em seguida, adicionar 1 ml de cada uma das soluções dos reagentes.

2.2.3. Nos casos em que se formarem precipitados dos carbonatos, aquecer o tubo de ensaio num banho de água fervente para ajudar a precipitação. Arrefecer o tubo de ensaio e deixar assentar o precipitado. Decantar o líquido sobrenadante, desprezá-lo e juntar HCl 6M, gota a gota, até total dissolução.

2.2.4. Usar estas amostras para os ensaios de chama, procedendo de igual modo como em 2.1..

3. Bibliografia

3.1. R. Chang, *Química*, 5ª Edição, McGraw-Hill, Lisboa, 1995

3.2. R. B. Heslop e H. Jones, *Química Inorgânica*, 2ª Edição, Fundação Calouste Gulbenkian, Lisboa, 1988

3.3. A. L. McClellan, *Química Uma Ciência Experimental*, Fundação Calouste Gulbenkian, Lisboa, 1984

Ficha nº 3: Metais, cor de chamas e solubilidade de sais

Turma: Grupo: Data://

4. Cálculos prévios**4.1. Solução de $Ba(NO_3)_2$**

Concentração: 0.1 M Volume: 100 mL

Nº moles:

M $Ba(NO_3)_2$:Massa de $Ba(NO_3)_2$: a pesar pesada:**4.2. Solução de $Ca(NO_3)_2$**

Concentração: 0.1 M Volume: 100 mL

Nº moles:

M $Ca(NO_3)_2$:Massa de $Ca(NO_3)_2$: a pesar pesada:**4.3. Solução de $Mg(NO_3)_2$**

Concentração: 0.1 M Volume: 100 mL

Nº moles:

M $Mg(NO_3)_2$:Massa de $Mg(NO_3)_2$: a pesar pesada:**4.4. Solução de $(NH_4)_2CO_3$**

Concentração: 2.0 M Volume: 100 mL

Nº moles:

M $(NH_4)_2CO_3$:Massa de $(NH_4)_2CO_3$: a pesar pesada:

4.5. Solução de K_2CrO_4

Concentração: 0.5 M

Volume: 100 mL

Nº moles:

M K_2CrO_4 :Massa de K_2CrO_4 : a pesar pesada:4.6. Solução de $(NH_4)_2C_2O_4$

Concentração: 0.2 M

Volume: 100 mL

Nº moles:

M $(NH_4)_2C_2O_4$:Massa de $(NH_4)_2C_2O_4$: a pesar pesada:4.7. Solução de $(NH_4)_2SO_4$

Concentração: 1.0 M

Volume: 100 mL

Nº moles:

M $(NH_4)_2SO_4$:Massa de $(NH_4)_2SO_4$: a pesar pesada:

5. Resultados experimentais

5.1. A cor das chamas

Sal	Cor da chama
NaCl	
KBr	
K_2CO_3	
$Ba(NO_3)_2$	
$BaCl_2$	
$CaCO_3$	
$CuSO_4$	
$Cu(NO_3)_2$	
desconhecido	

5.2. Solubilidade relativa de alguns metais

Ião	CO_3^{2-}	CrO_4^{2-}	$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$	SO_4^{2-}	NH_3
Ba^{2+}					
Ca^{2+}					
Mg^{2+}					

6. Questões pós-laboratoriais

6.1. Como explica que algumas das soluções de NaCl e KCl tenham cores diferentes, ao passo que as das soluções de $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ e BaCl_2 tenham cores iguais. Preveja a cor da solução do LiCl. Interprete todos os resultados obtidos.

6.2. Elabore um esquema para analisar uma solução desconhecida que contenha os três metais utilizados em 2.2..

Trabalho Prático nº 4

Complexos de metais de transição

1. Introdução

Um ião complexo pode ser definido como um ião que contém um átomo 'central' ao qual se ligam outros átomos, os ligandos, em que na maior parte dos casos esse átomo central é um elemento metálico. As forças responsáveis por estas ligações são diferentes das encontradas noutro tipo de compostos, mas são devidas à sobreposição de orbitais e emparelhamento de electrões como no caso de compostos mais simples. Os metais de transição estabelecem ligações através das orbitais d com diversos ligandos de modo a estabilizarem as suas cargas positivas. Iremos neste trabalho observar algumas dessas reacções.

2. Procedimento experimental

2.1. Reacções de precipitação e complexação de vários catiões com NaOH e NH_3

Juntar a cerca de 2 ml de cada solução dos catiões (ver quadro), solução de NaOH 2M, gota a gota. Observar as cores dos precipitados e verificar quais se dissolvem em excesso de NaOH (anfotéricos).

Juntar a cerca de 2 ml de cada solução dos catiões, solução de NH_3 2M, gota a gota. Observar as cores dos precipitados e verificar quais se dissolvem em excesso de NH_3 , para dar complexos amoniacais $[M(NH_3)_n]^{x+}$.

2.2. *Reacções de complexação*

2.2.1. *Complexo de tiocianato com cobalto (II)*

Adicionar a 2 ml de solução contendo Co(II) um pouco de tiocianato de amónio sólido, agitar e observar a alteração de cor. Adicionar, em seguida, cerca de 2ml de éter etílico, deixar separar as fases e observar as respectivas cores.

2.2.2. *Complexo de tiocianato com ferro(III)*

Adicionar a 2 ml de solução contendo Fe(III) um pouco de solução de tiocianato de amónio 0.1 M. Agitar e observar as cores.

2.2.3. *Complexo de oxalato com ferro (III)*

Adicionar a 2 ml de solução contendo Fe(III) duas gotas de solução de tiocianato de amónio. Adicionar, lentamente e com agitação, a essa solução, oxalato de sódio sólido e observar a cor final da solução. Que acontece se voltar a adicionar mais umas gotas de solução de tiocianato de amónio?

2.2.4. *Complexo de EDTA com cobalto (II)*

Colocar cerca de 2 ml de solução contendo Co(II) num tubo de ensaio e medir o pH com papel indicador. Adicionar 2ml de solução aquosa de EDTA (sal dissódico). Medir de novo o pH. Medir ainda o pH da solução de EDTA utilizada. Observar a cor da solução e comparar com o valor inicial.

2.3. *Reacção catalítica entre iões iodeto e iões persulfato em solução aquosa*

Coloque, num Erlenmeyer de 100 ml, 10 ml de solução de iodeto de potássio 0.2 M, 5 ml de solução de tiosulfato de sódio 0.01 M e solução de amido a 5%. Em

seguida, junte 20 ml de solução saturada de persulfato de potássio e inicie imediatamente a contagem de tempo com um cronómetro. Registe o tempo quando aparecer uma cor escura devida à formação de iodo.

Repita a experiência anterior, mas desta vez juntando 5 gotas de uma solução de Fe(III) 0.1 M aos 20 ml de solução de persulfato, antes de a juntar à solução de iodeto. Registe novamente o tempo necessário para o aparecimento de uma cor escura.

Compare os tempos de reacção e interprete os resultados.

3. Bibliografia

3.1. R. Chang, *Química*, 5ª Edição, McGraw-Hill, Lisboa, 1995

3.2. R. B. Heslop e H. Jones, *Química Inorgânica*, 2ª Edição, Fundação Calouste

3.3. Gulbenkian, Lisboa, 1988

3.4. A. L. McClellan, *Química Uma Ciência Experimental*, Fundação Calouste Gulbenkian, Lisboa, 1984

Ficha nº 4: Complexos de metais de transição

Turma: Grupo: Data://

4. Cálculos prévios*4.1. Solução de $Cu(NO_3)_2$*

Concentração: 0.1 M Volume: 100 mL

Nº moles:

M $Cu(NO_3)_2$:Massa de $Cu(NO_3)_2$: a pesar pesada:*4.2. Solução de $Fe(NO_3)_2$*

Concentração: 0.1 M Volume: 100 mL

Nº moles:

M $Fe(NO_3)_2$:Massa de $Fe(NO_3)_2$: a pesar pesada:*4.3. Solução de $Fe(NO_3)_3$*

Concentração: 0.1 M Volume: 100 mL

Nº moles:

M $Fe(NO_3)_3$:Massa de $Fe(NO_3)_3$: a pesar pesada:*4.4. Solução de $Co(NO_3)_2$*

Concentração: 0.1 M Volume: 100 mL

Nº moles:

M $Co(NO_3)_2$:Massa de $Co(NO_3)_2$: a pesar pesada:

4.5. Solução de $Zn(NO_3)_2$

Concentração: 0.1 M

Volume: 100 mL

Nº moles:

M $Zn(NO_3)_2$:Massa de $Zn(NO_3)_2$: a pesar pesada:4.6. Solução de NH_4SCN

Concentração: 0.1 M

Volume: 50 mL

Nº moles:

M NH_4SCN :Massa de NH_4SCN : a pesar pesada:4.7. Solução de Na_2EDTA

Concentração: 0.1 M

Volume: 50 mL

Nº moles:

M Na_2EDTA :Massa de Na_2EDTA : a pesar pesada:4.8. Solução de KI

Concentração: 0.2 M

Volume: 200 mL

Nº moles:

M KI :Massa de KI : a pesar pesada:4.9. Solução de $Na_2S_2O_3$

Concentração: 0.01 M

Volume: 100 mL

Nº moles:

M $Na_2S_2O_3$:

Massa de $Na_2S_2O_3$: a pesar pesada:

5. Resultados experimentais

5.1. Reacções de precipitação e complexação de vários catiões com NaOH e NH_3

Ião	Cor	NaOH	Exc. NaOH	NH_3	Exc. NH_3
Cu(II)					
Fe(II)					
Fe(III)					
Co(II)					
Zn(II)					

5.2. Reacções de complexação

Ião	Cor	NH_4SCN (s)	Éter etílico
Co(II)			

Ião	Cor	NH_4SCN 0.1 M
Fe(III)		

Ião	Cor	NH_4SCN 0.1 M	$Na_2C_2O_4$ (s)	NH_4SCN 0.1 M
Fe(III)				

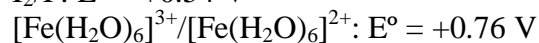
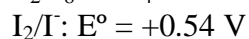
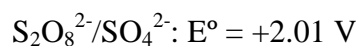
Ião	Cor	pH	EDTA (pH = _____)	pH
Co(II)				

5.3. Reacção catalítica entre iões iodeto e iões persulfato em solução aquosa

	Tempo /s
Sem Fe(III)	
Com Fe(III)	

6. Questões pós-laboratoriais

- 6.1. Escreva as reacções dos iões com NaOH ou com NH₃, responsáveis pelas mudanças de cor observadas (2.1.).
- 6.2. Escreva as reacções a) com ácidos b) com bases, dos hidróxidos anfotéricos (2.1.).
- 6.3. Qual ou quais os complexos formados em 2.2.? Escreva as respectivas equações. Como justifica o que ocorreu quando adicionou éter etílico (2.2.1.)? E a variação de pH (2.2.4.)?
- 6.4. Escreva a equação entre o iodeto e o persulfato. O ferro (III) catalisa a reacção? De acordo com os seguintes potenciais redox, poderá escrever duas reacções que possam explicar esta catálise?



Trabalho Prático nº 5

Cor e espectros de absorção no visível

1. Introdução

Se uma determinada substância absorver radiação electromagnética numa determinada gama de comprimentos de onda compreendida na zona do espectro visível, então ela apresenta cor. Deste modo, o seu espectro apresentará uma banda de absorção máxima ao comprimento de onda responsável pelo sua coloração.

Nos casos em que um metal possa formar complexos, a absorção de radiação depende não só do metal mas também do próprio ligando, uma vez que este afecta o desdobramento da energia das orbitais *d*.

2. Procedimento experimental

- 2.1. Prepare 100 ml de cada solução 0.02 M em cloreto de: Cu(II), Fe(II), Fe(III), Co(II), Zn(II) e Al(III).
- 2.2. Prepare 50 ml de cada solução 0.5 M em iodeto, brometo, cloreto, hidróxido, fluoreto, cianeto, carbonato e oxalato de sódio ou potássio.
- 2.3. Coloque em doze tubos de ensaio, numerados, cerca de 2 ml de uma das soluções em 2.1..
- 2.4. Adicione aos tubos de ensaio 2 a 9 algumas gotas de cada uma das soluções em 2.2., de acordo com o quadro de resultados. Adicione ao tubo 10 algumas gotas de NH_3 0.5 M, e aos tubos 11 e 12 uma pequena quantidade de etilenodiamina e 1,10-fenantrolina, respectivamente.
- 2.5. Trace o espectro de absorção no espectrofotómetro para cada uma das 12 soluções.
- 2.6. Repita o procedimento para os outros metais.

3. Bibliografia

3.1. R. Chang, *Química*, 5ª edição, McGraw-Hill, 1995

3.2. V. M. S. Gil e A. C. Cardoso, *Química*, Almedina Editora

Ficha nº 5: Cor e espectros de absorção no visível

Turma: Grupo: Data://

4. Cálculos prévios*4.1. Solução de CuCl_2*

Concentração: 0.02 M

Volume: 100 mL

Nº moles:

M CuCl_2 :Massa de CuCl_2 : a pesar

pesada:

4.2. Solução de FeCl_2

Concentração: 0.02 M

Volume: 100 mL

Nº moles:

M FeCl_2 :Massa de FeCl_2 : a pesar

pesada:

4.3. Solução de FeCl_3

Concentração: 0.02 M

Volume: 100 mL

Nº moles:

M FeCl_3 :Massa de FeCl_3 : a pesar

pesada:

4.4. Solução de CoCl_2

Concentração: 0.1 M

Volume: 100 mL

Nº moles:

M CoCl_2 :Massa de CoCl_2 : a pesar

pesada:

4.5. Solução de $ZnCl_2$

Concentração: 0.02 M Volume: 100 mL

Nº moles:

M $ZnCl_2$:Massa de $ZnCl_2$: a pesar pesada:*4.6. Solução de $AlCl_3$*

Concentração: 0.02 M Volume: 100 mL

Nº moles:

M $AlCl_3$:Massa de $AlCl_3$: a pesar pesada:*4.7. Solução de KI*

Concentração: 0.5 M Volume: 50 mL

Nº moles:

M KI :Massa de KI : a pesar pesada:*4.8. Solução de KBr*

Concentração: 0.5 M Volume: 50 mL

Nº moles:

M KBr :Massa de KBr : a pesar pesada:*4.9. Solução de KCl*

Concentração: 0.5 M Volume: 50 mL

Nº moles:

M KCl :

Massa de KCl : a pesar pesada:

4.10. Solução de KOH

Concentração: 0.5 M Volume: 50 mL

Nº moles:

M KOH :

Massa de KOH : a pesar pesada:

4.11. Solução de KF

Concentração: 0.5 M Volume: 50 mL

Nº moles:

M KF :

Massa de KF : a pesar pesada:

4.12. Solução de KCN

Concentração: 0.5 M Volume: 50 mL

Nº moles:

M KCN :

Massa de KCN : a pesar pesada:

4.13. Solução de K_2CO_3

Concentração: 0.5 M Volume: 50 mL

Nº moles:

M K_2CO_3 :

Massa de K_2CO_3 : a pesar pesada:

4.14. Solução de $K_2C_2O_4$

Concentração: 0.5 M

Volume: 50 mL

Nº moles:

M $K_2C_2O_4$:

Massa de $K_2C_2O_4$: a pesar pesada:

5. Resultados experimentais

Metal Ligando	Cu(II)		Fe(II)		Fe(III)		Co(II)		Zn(II)		Al(III)	
	λ_{\max}	Δ	λ_{\max}	Δ	λ_{\max}	Δ	λ_{\max}	Δ	λ_{\max}	Δ	λ_{\max}	Δ
H ₂ O												
I ⁻												
Br ⁻												
Cl ⁻												
OH ⁻												
F ⁻												
CN ⁻												
CO ₃ ²⁻												
C ₂ O ₄ ²⁻												
NH ₃												
en												
pen												

6. Questões pós-laboratoriais

- 6.1. Calcule o valor do desdobramento do campo cristalino em todos os casos.
- 6.2. Os resultados obtidos estão de acordo com a série espectrofotométrica?
Justifique.
- 6.3. Como será o espectro de absorção da clorofila, sabendo que as plantas têm a cor verde?

Trabalho Prático nº 6

Determinação da percentagem de hipoclorito de sódio numa lixívia comercial

1. Introdução

O agente branqueador nas lixívias comerciais é o hipoclorito de sódio, o qual é produzido pela reacção do cloro com o hidróxido de sódio. Em solução aquosa, o hipoclorito de sódio dissocia-se em ião sódio e em ião hipoclorito, sendo este último o agente branqueador, através de uma reacção de oxidação-redução entre o ião hipoclorito (o agente oxidante) e a mancha colorida ou nódoa a remover (agente redutor).

A quantidade de hipoclorito presente numa solução pode ser determinada pela reacção com uma quantidade em excesso, conhecida, de um agente redutor, tal como o ião iodeto. Como neste processo é formado I_2 , este pode ser determinado por uma titulação com o ião tiosulfato, que é um reagente que reage quantitativamente com o iodo: à medida que a titulação se desenvolve, a concentração de iodo na solução diminui e a solução passa de uma cor castanha para uma cor amarelo pálido próximo do final da reacção, a qual está completa quando a solução fica totalmente incolor. Como esta transição de cor é muito difícil de detectar, adiciona-se uma pequena quantidade de solução de cozimento de amido quando a solução se torna amarelo pálido, onde então o iodo livre forma um complexo azul de cor intensa. A detecção do ponto final da titulação é atingido pela adição de ião tiosulfato até ao desaparecimento da cor azul.

2. Procedimento experimental

- 2.1. Prepare 200 ml de solução aquosa aproximadamente 0.01 M $Na_2S_2O_3$, tomando nota da massa de tiosulfato de sódio utilizada. Prepare 50 ml de solução KI a 10%.
- 2.2. Para um Erlenmeyer seco de 150 ml, medir com uma proveta 50 ml da lixívia a analisar. Rolhe o Erlenmeyer.
- 2.3. Preparar convenientemente uma bureta com a solução titulante de $Na_2S_2O_3$.
- 2.4. Lavar uma pipeta volumétrica de 10 ml com vários ml da lixívia a analisar. Medir com esta pipeta 10.0 ml de lixívia e transferir para um balão volumétrico de 100 ml. Perfaça o volume com água destilada.
- 2.5. Transferir para um Erlenmeyer de 250 ml, 100.0 ml de água destilada e 10.0 ml de solução KI a 10%.

- 2.6. Lavar uma pipeta volumétrica de 25 ml com vários ml da lixívia diluída. Medir com esta pipeta 25.0 ml de lixívia diluída e transferir para o Erlenmeyer.
- 2.7. Adicione 4.0 ml de HCl 6M. Agitar a solução e iniciar imediatamente a titulação!
- 2.8. Titular a amostra, adicionando a solução de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ de modo relativamente rápido até a solução adquirir uma tom amarelo suave. Adicione 1 ml de solução de cozimento de amido e adicione o titulante gota-a-gota, até desaparecer a cor azul.
- 2.9. Repetir o ensaio para confirmação do resultado.
- 2.10. Determine a densidade da lixívia, pesando 10 mL da mesma.
- 2.11. Terminado o ensaio, lavar convenientemente a bureta e restante material de laboratório.

3. Bibliografia

- 3.1. R. Chang, *Química*, 5ª Edição, McGraw-Hill, Lisboa, 1995

Ficha nº 6: Determinação da percentagem de hipoclorito de sódio numa lixívia comercial

Turma: Grupo: Data:/...../.....

4. Cálculos prévios

4.1. Solução de Na₂S₂O₃

Concentração: 0.01 M Volume: 200 mL

Nº moles:

M Na₂S₂O₃ :

Massa de Na₂S₂O₃ : a pesar pesada:

4.2. Solução de KI

Concentração: 10% Volume: 50 mL

Densidade = 1.0 g mL⁻¹

Massa de KI : a pesar pesada:

Ensaio	Volume titulante / ml
1	
2	
Média	

5. Questões pós-laboratoriais

5.1. Escreva as equações químicas envolvidas no processo.

5.2. Calcule:

- 5.2.1. O volume gasto médio da solução titulante.
- 5.2.2. A concentração exacta da solução titulante.
- 5.2.3. O número de moles de ião tiosulfato consumidas na titulação.
- 5.2.4. O número de moles de I₂ produzidas na titulação.
- 5.2.5. O número de moles de ião hipoclorito presente na lixívia diluída.
- 5.2.6. O número de moles de ião hipoclorito presente na lixívia.
- 5.2.7. A massa de hipoclorito de sódio presente na livívia.
- 5.2.8. A percentagem em massa de hipoclorito de sódio na lixívia.

5.3. Refira-se às titulações redox e ao indicador utilizado neste trabalho.