

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 noutra 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: 100 mL

Nº moles:

M NH_4SCN :

Massa de NH_4SCN : a pesar pesada:

4.7. Solução de Na_2EDTA

Concentração: 0.1 M Volume: 100 mL

Nº moles:

M Na_2EDTA :

Massa de Na_2EDTA : a pesar pesada:

4.8. Solução de KI

Concentração: 0.2 M Volume: 100 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 NH_3 , 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?

