

11. COMPOSTOS DE COORDENAÇÃO

I. OBJETIVOS

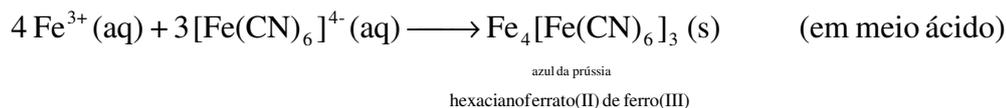
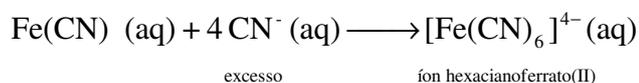
Um dos objetivos desta aula é introduzir o conceito de compostos de coordenação, o conceito de sítio de coordenação do metal, o conceito de ligante e competição entre ligantes, a preparação de alguns complexos de coordenação simples e a sua aplicação na vida cotidiana.

II. PARTE EXPERIMENTAL

II.1. Composto de Coordenação com Ferro.

Em um tubo de ensaio, colocar 0,5 mL de solução de NaOH 2,0 mol L⁻¹ e 2-3 gotas de solução de FeSO₄ 1,0 mol L⁻¹. Misturar bem e adicionar 1 mL de solução de KCN 1,0 mol L⁻¹. Aquecer levemente. Esfriar o sistema, acrescentar 2 gotas de solução de FeCl₃ 0,1 M e acidificar com solução de HCl 6,0 mol L⁻¹.

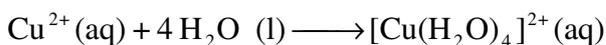
CUIDADO! HCN é um gás venenoso. Use a capela !



II.2. Compostos de coordenação com cobre(II).

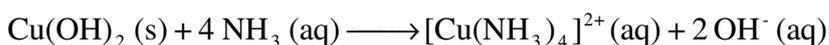
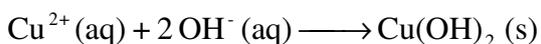
2.1. Aquecer, no bico de gás, um tubo de ensaio com um pouco de sulfato de cobre hidratado sólido. O que acontece com o sal? O que foi observado nas paredes do tubo de ensaio ?

Dissolver o sal anidro em $\cong 1$ mL de água. O que observou? Guardar esta solução para a próxima experiência.



2.2. À solução obtida na experiência anterior adicionar, gota-a-gota, solução aquosa de NH_3 15 mol L^{-1} até dissolução do precipitado azul de $\text{Cu}(\text{OH})_2$ formado (usar 1-2 gotas em excesso).

OBSERVAR a cor da solução.



íon tetraamincobre(II)

Nestes ensaios observamos a dissolução de um precipitado para a formação de um complexo e a variação da cor do íon complexo com a mudança do ligante.



II.3. Compostos de coordenação com cobalto(II) e cobalto(III).

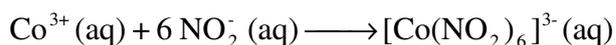
3.1. Em um tubo de ensaio, colocar 5 gotas de solução de CoCl_2 e 5-6 gotas de solução de HCl 12 mol L^{-1} . OBSERVAR a variação da cor, aquecer caso necessário. Adicionar 1 mL de água e observar o que acontece. Explicar o ocorrido.



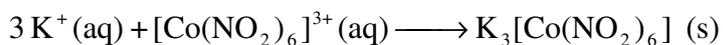
Dê o nome do íon complexo formado.

3.2. Em um tubo de ensaio com 1 mL de água destilada colocar 2-3 gotas de solução de CoCl_2 1,0 mol/L e alguns cristais de nitrito de sódio. Após a dissolução do NaNO_2 adicionar 0,5 mL de ácido acético 6,0 mol L^{-1} . OBSERVAR a variação da cor do sistema.

Acrescentar, então, alguns cristais de KCl e OBSERVAR.



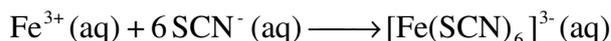
(excesso) íon hexanitritocobaltato(III)



Qual o nome deste complexo? Explicar porque este complexo é usado para a detecção da presença de íons potássio.

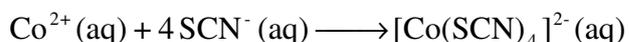
II.4. Complexos com o mesmo ligante e espécie central diferentes têm a mesma cor?

4.1. Em um tubo de ensaio com 0,5 mL de água destilada juntar 1 gota de solução de FeCl_3 0,1 mol L^{-1} e 2 gotas de solução saturada de KSCN. OBSERVAR e anotar a cor da solução formada.



Dê o nome deste íon complexo. Outras fórmulas são atribuídas ao tiocianocomplexo de ferro(III): $[\text{Fe}(\text{SCN})_3]$ e $[\text{Fe}(\text{SCN})]^{+2}$.

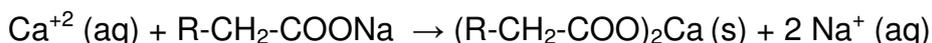
4.2. Em um tubo de ensaio, colocar 2 gotas de solução de CoCl_2 1,0 mol L^{-1} e 3-4 gotas de solução saturada de KSCN. OBSERVAR e anotar a cor do complexo formado. Pode-se extrair o complexo com 0,5 mL de pentanol (álcool amílico) (**USE A CAPELA !**). Explicar.



Nome ?

II.5. Uso de compostos de coordenação para eliminação da dureza de água.

5.1. Em um tubo de ensaio, colocar 1 mL de água dura e 4-5 gotas de solução de sabão. Agitar bem e observar a formação de sais insolúveis de ácidos graxos e a ausência de espuma.



5.2. Em um tubo de ensaio com 2 mL de água dura adicionar solução de hexametáfosfato de sódio 0,5 mol/L, gota a gota, até dissolução do precipitado

formado (usar 2-3 gotas em excesso). Juntar 4-5 gotas de solução de sabão, agitar e observar a ausência do precipitado, devido a não formação do sal insolúvel de cálcio, e a formação de espuma.

O hexametáfosfato de cálcio mascara o íon Ca^{2+} da água dura sob forma de um metafosfatocomplexo de Ca^{2+} , solúvel, muito estável, que evita formação de sais de cálcio de ácidos graxos (insolúveis), não sendo prejudicada a formação de espuma.



O hexametáfosfato de sódio, devido à sua capacidade de complexar o Ca^{2+} , é usado no tratamento de água para eliminação de dureza.

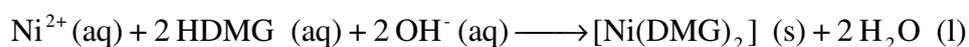
5.3. Em um tubo de ensaio, misturar 1 mL de solução tampão, pH= 10,4, 4 gotas de solução de água dura e 1 mL de solução de EDTA. Juntar, então, 2 gotas de solução de sabão, agitar e OBSERVAR a ausência de precipitado e a formação de espuma abundante. Explicar o ocorrido.

II.6. Compostos de coordenação com níquel(II).

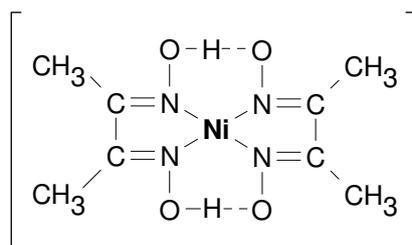
Em um tubo de ensaio com 0,5 mL de água destilada acrescentar 1 gota de solução de $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$ 1,0 mol L^{-1} e 0,5 mL de solução alcoólica a 1 % de dimetilglioxima (DMG).

Alcalinizar, gota a gota, com solução aquosa de NH_3 6,0 mol L^{-1} . Observar e explicar o ocorrido.

A reação de Ni^{2+} com dimetilglioxima, em meio alcalino, é muito sensível, sendo usada na pesquisa de níquel e na dosagem gravimétrica e colorimétrica deste elemento.



ppt. vermelho



II.7. Reação de mascaramento e desmascaramento.

7.1. Em um tubo de ensaio com 0,5 mL de água destilada, juntar 1 gota de solução de $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$ $1,0 \text{ mol L}^{-1}$ e KCN a 1 % (gota-a-gota) até dissolução do precipitado formado. Adicione 1-2 gotas em excesso. Acrescentar 0,5 mL de solução alcoólica de dimetilgloxima a 1 % e OBSERVAR. Qual dos ligantes usados é mais forte? Explicar.

7.2. Na solução anterior, adicionar 5 gotas de formol (aldeído fórmico a 40 %), misturar bem e observar o aparecimento de precipitado vermelho característico. O formol destruiu o cianocomplexo de níquel, desmascarando, assim, o íon Ni^{2+} , que reage com a dimetilgloxima.

