QFL - 605 Química Geral (Lic. Física)

Experimento 2

Reações Químicas e Identificação de Cátions

15/08/2017

I. OBJETIVOS

Desenvolver a capacidade de observação de experimentos, correlacionando-os. Utilizar tabelas na resolução de problemas de laboratório.

II. INTRODUÇÃO

A matéria encontra-se em permanente transformação. Certas transformações conduzem a variações drásticas na composição química das espécies, por meio de ruptura e formação de ligações interatômicas, quase sempre acompanhadas de trocas energéticas com o ambiente. São transformações geralmente descritas através de equações químicas e recebem a denominação específica de reações químicas.

Transformações de estado como, por exemplo, fusão, ebulição, sublimação, condensação e solidificação, também envolvem ruptura e formação de ligações, porém estas não alteram a composição química das espécies. Neste caso, as ligações rompidas ou formadas são ligações intermoleculares ou, mais genericamente, interpartículas enquanto, nas reações químicas, são rompidas e/ou formadas ligações intramoleculares ou intrapartículas (partículas, no caso, podem ser moléculas ou íons).

Nesta aula prática, você efetuará reações envolvendo substâncias em solução aquosa (reações por via úmida) e substâncias não dissolvidas em solventes (reações por via seca) e poderá propor algumas generalizações a respeito da ocorrência de reações em solução.

Quando um sólido iônico é dissolvido em um líquido (geralmente água), as interações com o solvente conduzem à formação de íons solvatados, com características bastante distintas das exibidas no retículo iônico. Inúmeros fatores influem na estabilidade dos íons em solução. Quando os compostos iônicos são pouco solúveis (ver Tabela 1), a concentração de seus íons, na solução, é baixa. Assim, quando pelo menos um desses íons é introduzido na solução em quantidades mais altas do que as produzidas normalmente pela dissolução parcial do sal, o que se verifica é uma rápida associação do mesmo com o contra-íon pré-existente na solução, formando o composto pouco solúvel. Essas reações são chamadas de precipitação.

Muitos compostos covalentes são capazes de produzir íons em solução, de maneira semelhante aos compostos iônicos. As bases fracas e os ácidos são exemplos típicos desses compostos. Quando a extensão em que ocorre a ionização é baixa, os compostos são ditos pouco dissociados. Neste caso, a mistura de quantidades excessivas desses íons em solução é sempre acompanhada de sua rápida associação, formando o produto pouco dissociado. Produtos pouco dissociados podem ser água, ácidos e bases fracos (ver Tabela 4) e complexos (ver Tabela 3).

Ao lado das reações de associação ou de combinação acima discutidas (também denominadas metatéticas), os íons, átomos e moléculas podem perder ou ganhar elétrons, oxidando-se ou reduzindo-se, respectivamente. Estas transformações exigem sempre a presença simultânea de um doador e de um receptor de elétrons e são denominadas reações de oxi-redução.

III. PROCEDIMENTO

1. Reações Onde se Formam Produtos Pouco Solúveis

- 1.a) Coloque, num tubo de ensaio, 2-3 gotas de solução de cloreto de sódio $0,1 \text{ mol L}^{-1}$ e observe o seu aspecto. Adicione 1 gota de solução de nitrato de prata. **Guarde este tubo e examine-o após 30 minutos.** Anote sua observação e fundamente-a examinando a Tabela 1.
- 1.b) Coloque em um tubo de ensaio 2-3 gotas de solução aquosa de nitrato de alumínio $0,2 \text{ mol.L}^{-1}$. Adicione igual quantidade de solução de hidróxido de amônio 30%, agitando o tubo após a adição. Tente justificar suas observações.
- 1.c) Coloque em um tubo de ensaio algumas gotas de solução de cloreto de bário e adicione gotas de solução de sulfato de sódio. Observe, anote e justifique.
- 1.d) Coloque em um tubo de ensaio algumas gotas de solução de cloreto de bário e adicione gotas de solução de cromato de potássio. Observe, anote e justifique.

2. Reações Onde se Formam Produtos Pouco Dissociados

- 2.a) Coloque 5 gotas de ácido nítrico 1 mol L^{-1} num tubo de ensaio. Dobre o volume obtido com água destilada e agite a solução com o auxílio de um bastão de vidro. Determine, através de um papel indicador, o caráter ácido-básico da solução. Marque o valor obtido e conserve o conteúdo do tubo.
- 2.b) À solução obtida no item anterior, adicione o conteúdo de uma espátula cheia de acetato de sódio. Agite bem o tubo até dissolver o sal e determine novamente o caráter ácido-básico desta mistura. Compare com o resultado obtido na experiência anterior, procurando sentir o odor que deve se desprender da mistura recentemente preparada. Use as Tabelas fornecidas para justificar, teoricamente, a formação do produto.
- 2.c) Coloque o conteúdo de uma espátula contendo acetato de sódio em um tubo de ensaio. Adicione água, agitando até dissolver. Determine o caráter ácido-básico da solução, utilizando papel indicador. Observe e interprete seus resultados.

3. Reações em que se Formam Produtos Complexos

- 3.a) Coloque em um tubo de ensaio 10 gotas de solução de sulfato de cobre $0,1 \text{ mol L}^{-1}$. Adicione a este tubo uma gota de solução de hidróxido de amônio 30%. Agite e observe. Adicione mais duas gotas, agite e observe.
- 3.b) Coloque em um tubo de ensaio 1 gota de solução de nitrato de ferro(III) e dilua com água destilada. Junte 2 gotas de tiocianato de potássio 1 mol L^{-1} e agite. Observe o que ocorre e escreva a equação química que representa a transformação ocorrida no sistema.

4. Identificação de Amostras Desconhecidas

Anote o número da amostra que lhe foi fornecida e efetue os testes que julgar necessários com os reagentes disponíveis, visando a identificação de sua amostra, a qual deverá ser um dos seguintes sais: **cloreto de sódio, sulfato de alumínio, sulfato de sódio, cloreto de bário, nitrato férrico, cromato de potássio.**

IV. BIBLIOGRAFIA

- 1) P.W. Atkins e L. Jones, *Chemistry: Molecules, Matter and Change*, 4a. ed., W.H. Freeman, New York American Books, New York, 1999.
- 2) P.W. Atkins e L. Jones, *Princípios de Química - Questionando a vida moderna e o meio ambiente*, Bookman, Porto Alegre, 2001.
- 3) J.C. Kotz e P. Treichel Jr, *Chemistry and Chemical Reactivity*, 4a. ed., Saunder College Pub., N. York, 1999
- 4) J.C. Kotz e P. Treichel Jr., *Química e reações químicas*, vol. 1 e 2, LTC Livros Técnicos e Científicos Ed. S.A., São Paulo, 2000.
- 5) E. Giesbrecht, coord., *PEQ - Projetos de Ensino de Química - Técnicas e Conceitos Básicos*, Ed. Moderna/EDUSP, São Paulo, 1982, cap. 5 e 26
- 6) A.I. Vogel, *Química Analítica Qualitativa*, Ed. Mestre Jou, 1981

TABELA 1. Solubilidade de compostos iônicos em água

1. Nitratos, acetatos, cloratos e percloratos: todos solúveis.
2. Cloretos: geralmente solúveis. Exceções: AgCl, Hg₂Cl₂, PbCl₂.
3. Brometos: como os cloretos.
4. Iodetos: geralmente solúveis. Exceções: AgI, Hg₂I₂, HgI₂, Cu₂I₂, PbI₂ (solúvel a quente), BiI₃ e SnI₂.
5. Sulfatos: geralmente solúveis. Exceções: os de chumbo, mercúrio(I), estrôncio, bário e prata; sulfato de cálcio é parcialmente solúvel.
6. Carbonatos: insolúveis, menos os formados com elementos do grupo 1 e amônio.
7. Cromatos: insolúveis. Exceções: cromatos dos metais alcalinos e os de cálcio, estrôncio, magnésio, manganês, zinco, ferro e cobre.
8. Hidróxidos e óxidos: geralmente insolúveis. Exceções: hidróxidos de metais alcalinos e NH₄⁺. Os hidróxidos de cálcio e estrôncio são parcialmente solúveis, enquanto que o de magnésio é muito pouco solúvel.

TABELA 2. Cores de algumas soluções aquosas

1. Metais das Famílias 1A e 2A	Incolor
2. Crômio(III)	Verde
3. Manganês(II)	Rosa
4. Ferro(II)	Verde
5. Ferro(III)	Amarela
6. Cobalto(II)	Rosa
7. Níquel(II)	Verde
8. Cobre(II)	Azul
9. Prata(I)	Incolor
10. Chumbo(II)	Incolor
11. Cromato	Amarela
12. Dicromato	Alaranjada

TABELA 3. Cores de Alguns Íons Complexos (em solução)

1. [Ag(NH ₃) ₂] ⁺	Incolor
2. [Al(OH) ₄] ⁻	Incolor
2. [Co(H ₂ O) ₆] ²⁺	Rosa
3. [CoCl ₄] ²⁻	Azul
4. [Co(NH ₃) ₆] ²⁺	Vermelho Claro
5. [Co(NH ₃) ₆] ³⁺	Alaranjado
6. [Cu(H ₂ O) ₄] ²⁺	Azul Claro
7. [Cu(NH ₃) ₄] ²⁺	Azul Escuro
8. [Ni(H ₂ O) ₆] ²⁺	Verde Claro
9. [Ni(NH ₃) ₆] ²⁺	Azul Escuro
10. [Fe(SCN) ₆] ³⁻	Vermelho Sangüíneo

TABELA 4. Força de ácidos e de bases (alguns exemplos)

1. Ácidos Fortes	HCl, H ₂ SO ₄ , HNO ₃
2. Ácidos Fracos	HAc, H ₃ BO ₃ , H ₂ CO ₃ (decompõe-se em CO ₂ e H ₂ O)
3. Bases Fortes	NaOH, KOH, Ca(OH) ₂ , Ba(OH) ₂
4. Bases Fracas	NH ₃