

Aula 2

AULA PRÁTICA: ESTUDO DA REATIVIDADE DOS METAIS DO BLOCO *d*

META

Compreender a química dos elementos do bloco *d*

OBJETIVOS

Ao final desta aula, o aluno deverá:
Compreender a química dos elementos do bloco *d*

PRÉ-REQUISITOS

Saber escrever a configuração eletrônica dos átomos;
saber as variações de algumas propriedades físicas e químicas dos elementos na tabela periódica;
noções básicas de operações e procedimentos em laboratório de química.

Anne Souza

INTRODUÇÃO

Nesta aula estudaremos a reatividade dos metais do bloco *d* através de procedimentos experimentais. Com base nos assuntos abordados na aula anterior podemos correlacionar os resultados observados com suas configurações eletrônicas e com suas posições na tabela periódica.

Em geral, os elementos do bloco *d* formam compostos coloridos. Essa característica está associada ao preenchimento incompleto dos orbitais *d* dos íons desses elementos. Esses elementos também exibem uma variedade de estados de oxidação. Em seus estados de oxidação mais elevados, +5, +6, +7, formam ânions complexos. Nos estados de oxidação +2 e +3, formam compostos iônicos com elementos mais eletronegativos. Com elementos mais polarizáveis e menos eletronegativos, formam ligações que têm um apreciável caráter covalente. Todos os elementos da primeira série de transição são eletropositivos e podem se dissolver em soluções aquosas de ácidos não oxidantes com desprendimento de hidrogênio. Combinam-se diretamente com muitos elementos formando compostos binários. As reações se processam rapidamente a temperaturas elevadas. Também reagem com muitos compostos gasosos, tais como: HCl, SO₂, NH₃ e H₂O, além de reagirem com compostos fundidos, como KNO₃, KHSO₄ e NaOH.

ESTUDO DA REATIVIDADE DOS METAIS DO BLOCO *d*

TÍTULO:

Estudo da reatividade dos metais do bloco *d*.

OBJETIVOS:

O objetivo desta aula é de estudar a reatividade de metais do bloco *d* (Cr, Mn, Fe, Ni, Co, Cu, Zn, Cd e Ag);

Preparar e verificar propriedades de compostos dos metais do bloco *d*;

MATERIAIS E REAGENTES:

Iodeto de potássio 0,1 M; Hidróxido de sódio 0,1 M; Hexacianoferrato (II) de potássio 0,1 M; Tiocianato de potássio 0,1 M; Carbonato de sódio 1 M; Hidróxido de amônio concentrado; Carbonato de amônio 4 M; Cromato de potássio 3 N; Cloreto de sódio 0,1 M; Hidróxido de sódio 2 M; Ácido sulfídrico 0,1 M; Cloreto de cromo (III) 0,1 M; Cloreto de bário 0,1 M; Dicromato de potássio 0,1 M; Éter sulfúrico; Cloreto de manganês (II) 0,1 M; Ácido sulfúrico 6 N; Cloreto de ferro (II) 0,1 M; Cloreto de cobalto (II) 0,1 M; Sulfato de níquel 0,1 M; Dimetilglioxima (solução alcoólica a 1 %

); Nitrato de prata 0,1 M; Água oxigenada a 20 %. Sulfato de cobre 0,1 M; prego; Sulfato de zinco 0,1 M; Cloreto de sódio 0,1 M; Nitrato de cádmio 0,1 M; Ácido sulfúrico 6 M;

Tubos de ensaio; Pipetas volumétricas de 3 mL; Estantes de madeira para tubos de ensaio.

PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL:




Nesta prática foram escolhidos testes de identificação e precipitação dos metais de transição que ocorrem mais comumente. Quando houver necessidade de concentrações diferentes de 0,1 M, a mesma é expressa junto à fórmula.

CROMO – Preparar soluções 0,1 M de cloreto de cromo (III), BaCl_2 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, AgNO_3 , NaOH (2M), K_2CrO_4 (3 M) e proceder aos seguintes testes:

- No 1º tubo de ensaio colocar 1 mL de cloreto de cromo III e adicionar 1 mL de NaOH (2M), gota a gota.
- No 2º tubo de ensaio colocar 1 mL de K_2CrO_4 e adicionar 1 mL de BaCl_2 .
- No 3º tubo de ensaio colocar 1 mL de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ e adicionar 1 mL de AgNO_3 .
- No 4º tubo de ensaio colocar 5 mL de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, adicionar 0,5 mL de H_2SO_4 , 2 mL de éter sulfúrico e em seguida adicionar 2 mL de água oxigenada a 20 volumes.





Equacionar as reações químicas.

MANGANÊS – Preparar solução de MnCl_2 0,1 M e transferir 1 mL desta solução a cada um dos tubos de ensaio abaixo. Em seguida adicionar 1 mL de solução 0,1 M conforme indicado:

1º	2º	3º
		
$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	NaOH	Na_2CO_3 (2M)




Observar que os precipitados inicialmente brancos nos tubos 2 e 3 vão escurecendo devido à formação de H_2MnO_3 em presença de oxigênio e água. Equacionar as reações químicas.

FERRO - Preparar a solução de cloreto de ferro (II) 0,1 M e transferir 1 mL desta solução a cada um dos tubos de ensaio abaixo. Em seguida adicionar 1 mL de solução 0,1 M conforme indicado:

1°	2°	3°	4°
			
Na ₂ CO ₃ (1M)	NaOH (2M)	K ₄ [Fe(CN) ₆]	KSCN





Equacionar as reações químicas.

COBALTO – Preparar solução de cloreto de cobalto (II) 0,1 M e transferir 1 mL desta solução a cada um dos tubos de ensaio abaixo. Em seguida adicionar 1 mL de solução 0,1 M conforme indicado:

1°	2°	3°
		
NaOH	Na ₂ CO ₃ (1M)	K ₂ CrO ₄ (3M)








Equacionar as reações químicas.

NÍQUEL – preparar solução de sulfato de níquel II 0,1 M e transferir 1 mL desta solução para cada um dos tubos de ensaio abaixo. Em seguida adicionar 1 mL de solução 0,1 M conforme indicado:

1°	2°	3°	4°
			
NaOH	Na ₂ CO ₃	K ₄ [Fe(CN) ₆]	Dimetilgloxima

EQUACIONAR AS REAÇÕES QUÍMICAS

COBRE – Os sais de cobre, em solução, são facilmente reconhecidos por sua coloração azul (que se torna mais azul quando se adiciona amônia). Preparar solução 0,1 M de sulfato de cobre II e transferir 1 mL desta solução a cada um dos tubos abaixo. Em seguida adicionar 1 mL de soluções 0,1 M conforme indicado sendo que no 8º tubo de ensaio deverá ser colocado um prego.







1º	2º	3º	4º
			
KI	NaOH	$K_4[Fe(CN)_6]$	$K_3[Fe(CN)_6]$
5º	6º	7º	
			
KSCN	Na_2CO_3	Fe (s)	
	(1M)		

Deve-se observar que:

- A adição de NaOH ao tubo n° 2 deve ser feita gota a gota.
- A adição de KSCN ao tubo n° 5 deve ser feita gota a gota.
- O precipitado CuI do 2º tubo de ensaio é branco mas que pode apresentar coloração cinza, róseo, etc., devido à presença de I_2 , misturado em maior ou menor quantidade com precipitado.
- Repetir a experiência do tubo n° 2, separadamente em outro tubo adicionando NH_4OH concentrado.
- Repetir a experiência do tubo n° 3, separadamente em outro tubo, adicionando NH_4OH concentrado ao precipitado obtido.










Equacionar as reações químicas

ZINCO – Preparar solução de sulfato de zinco 0,1 M e transferir 1 mL desta solução conforme indicado:

1°	2°	3°	4°	5°	6°
					
NaOH	NH ₄ OH	K ₄ [Fe(CN) ₆]	K ₃ [Fe(CN) ₆] (1M)	Na ₂ CO ₃	(NH ₄) ₂ CO ₃ (4M)

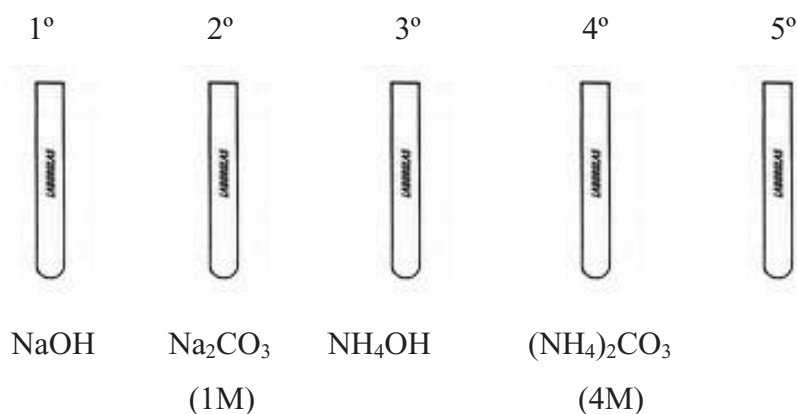
Na adição de NaOH ao 1° tubo de ensaio, fazê-la gota a gota. Equacionar as reações químicas.

PRATA – Preparar solução de nitrato de prata 0,1 M e transferir 1 mL desta solução a cada um dos tubos de ensaio abaixo. Em seguida adicionar 1 mL de solução 0,1 M conforme indicado:

1 ^a	2°	3°	4°	5°	6°
					
K ₂ CrO ₄	KI	NaCl	NaOH	Na ₂ CO ₃	K ₃ [Fe(CN) ₆] (1M)
5°	6°	7°			
					
KSCN	K ₄ [Fe(CN) ₆]	NH ₄ OH			

Na adição de K₄[Fe(CN)₆] ao tubo de ensaio n° 6, fazê-lo gota a gota. Equacionar as reações químicas.

CÁDMIO– Preparar solução de nitrato de cádmio 0,1 M e transferir 1 mL desta solução a cada um dos tubos de ensaio abaixo. Em seguida adicionar 1mL de solução 0,1 M conforme indicado.



CONCLUSÃO

As atividades experimentais propostas permitiram constatar em linhas gerais a reatividade dos metais do bloco *d*, e a partir dos experimentos uma melhor consolidação dos conteúdos teóricos.

Esta atividade prática sobre reações envolvendo metais do bloco *d* também é uma oportunidade para praticar a escrita das reações químicas envolvendo metais do bloco *d* e identificação dos estados de oxidação destes nos diferentes compostos.



RESUMO

Esta aula prática visa o estudo da reatividade dos metais do bloco *d* através de procedimentos experimentais. Além disto, também se pretende consolidar os conteúdos teóricos vistos sobre a química dos metais do bloco *d*. Nesta prática foram escolhidos testes de identificação e precipitação dos metais de transição que ocorrem mais comumente, particularmente envolvendo Cr, Mn, Fe, Ni, Co, Cu, Zn, Cd e Ag.

As atividades experimentais estão divididas por metal, e apresentaram algumas reações envolvendo compostos deste metal. Através das atividades experimentais realizadas foi possível constatar que a reatividade dos metais do bloco *d* está correlacionada com suas configurações eletrônicas, com suas posições na tabela periódica e com o estado de oxidação do íon presente no composto.



ATIVIDADES

1. Para os íons listados abaixo indique as configurações eletrônicas.
a) Cr^{3+} b) Cr^{6+} c) Mn^{2+} d) Fe^{2+}
2. Escreva as fórmulas dos compostos de cromo utilizados nesta prática, identifique o estado de oxidação do cromo em cada um destes compostos. Identifique a cor destes compostos.
3. O que pode ser constatado a partir dos compostos de metais utilizados para realização dos procedimentos experimentais?
4. Identifique se foram utilizados nesta prática compostos de coordenação contendo metais de transição do bloco *d*.

COMENTÁRIO SOBRE AS ATIVIDADES

1.
 - a) O íon Cr^{3+} tem configuração $[\text{Ar}] 3d^3$
 - b) O íon Cr^{6+} tem configuração $[\text{Ar}]$
 - c) O íon Mn^{2+} tem configuração $[\text{Ar}] 3d^5$
 - d) O íon Fe^{2+} tem configuração $[\text{Ar}] 3d^6$
2. K_2CrO_4 (Cromato de potássio). O cromo encontra-se no estado de oxidação +VI; A cor do composto é amarela.
 CrCl_3 (Cloreto de cromo (III)). O cromo encontra-se no estado de oxidação +III; A cor do composto sólido é magenta-violeta. E quando em solução aquosa a cor é violeta.
 $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ (Dicromato de potássio). O cromo encontra-se no estado de oxidação +VI; A cor do composto é laranja.
3. Para todos foram utilizados compostos no estado de oxidação +II, exceto para o cromo que foi utilizado composto no estado de oxidação o +III e para a prata que foi +I. Isto mostra que na prática para a maioria dos metais do bloco *d* da primeira série de transição, o estado de oxidação +II é o mais estável e mais comum.
4. Foram utilizados em alguns experimentos os compostos de coordenação contendo ferro:
 $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ e $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.



PRÓXIMA AULA

Fundamentos da Química de Coordenação.



AUTOAVALIAÇÃO

1. Equacionar todas as reações químicas relativas aos procedimentos experimentais.
2. Discutir em linhas gerais a reatividade de cada um dos metais com base nas as reações químicas.
3. Analise a reatividade de Cu e Zn e compare com os demais metais.
4. Identifique se foram preparados nesta prática compostos de coordenação contendo metais de transição do bloco *d*.

REFERÊNCIAS

- SHRIVER, D. F.; ATKINS, P. W.; OVERTON, T. L.; ROURKE, J. P.; WELLER, M. T.; ARMSTRONG, F. A. **Química Inorgânica**. 4^a. Ed., Porto Alegre: Bookman, 2008.
- LEE, J. D. **Química Inorgânica não tão concisa**. 5^a. Ed, São Paulo:Edgard Blucher, 1999.
- COTTON, F. A.; WILKINSON, G.; **Química Inorgânica**. Rio de Janeiro: LTC, 1978.
- HUHEEY, J. E. **Inorganic Chemistry: Principles of Structure and Reactivity**, 1976.
- FLACH, S. E. **Introdução a Química Inorgânica Experimental**. 2a. ed, Florianópolis: Editora da UFSC, 1990.
- VOGEL, A. I. **Análise Inorgânica Quantitativa**. 4a. ed., Rio de Janeiro: Guanabara Dois, 1981.