

Universidade de São Paulo
Instituto de Química de São Carlos

Química Geral Experimental

Disciplina 7500017

Apostila base das videoaulas 1, 2, 3 e 4 apresentadas como Atividades Acadêmicas Complementares, a saber:

Experimento 1 – Aferição volumétrica de material de laboratório: erros e medidas

Experimento 2 – Equilíbrio ácido-base

Experimento 2 – Equilíbrio ácido-base: estudo complementar

Experimento 3 – Relógio de Iodo: Cinética Química

Experimento 4 – Experimento 4 – Sistemas redox

Sumário

Texto da videoaula 1 –	Aferição volumétrica de material	3
	de laboratório: erros e medidas	
Texto da videoaula 2 –	Equilíbrio ácido-base	5
	Equilíbrio ácido-base: estudo	7
	complementar	
Texto da videoaula 3 –	Relógio de Iodo: Cinética Química	9
Texto da videoaula 4 –	Experimento 4 – Sistemas redox	14

Experimento 1: Aferição volumétrica de material de laboratório: erros e medidas

Objetivos

Introduzir a nomenclatura das vidrarias convencionais; demonstrar formas de manuseio e aferição do volume (exatidão e precisão); manusear balança analítica; verificar a calibração (exatidão) e definir tolerância do equipamento (precisão) a fim de se identificar o emprego adequado do tipo de instrumento.

Materiais

Água destilada; Balança analítica; Balão volumétrico de 100 mL; Béquer de 50 mL;
Bureta de 50 mL; 4 Erlenmeyers de 125 mL; Pipeta volumétrica de 25 mL;
Termômetro.

Procedimento para aferição volumétrica de vidraria

1. Pesar um erlenmeyer de 125 mL, o qual deverá estar seco, e pipetar 25 mL de água (em equilíbrio térmico com o ambiente);
2. Pesar novamente o mesmo erlenmeyer (agora cheio de água). Por diferença de massa, calcular a massa de água escoada pela pipeta;
3. Repetir o procedimento, utilizando o mesmo erlenmeyer. A massa do erlenmeyer vazio será diferente pois agora ele não estará seco, e sim úmido;
4. Pesar um segundo erlenmeyer de 125 mL, o qual deverá estar seco, e transferir o conteúdo de 50 mL de uma bureta neste frasco;
5. Pesar novamente este segundo erlenmeyer (agora cheio de água). Por diferença de massa, calcular a massa de água escoada pela bureta;
6. Repetir o procedimento, utilizando o mesmo erlenmeyer utilizado no item 4. A massa do erlenmeyer vazio será diferente pois agora ele não estará seco, e sim úmido;
7. Pesar um terceiro erlenmeyer seco de 125 mL e transferir o conteúdo de 50 mL de um béquer neste frasco;
8. Pesar novamente o mesmo erlenmeyer (agora cheio de água). Por diferença de massa, calcular a massa de água escoada pelo béquer;
9. Repetir o procedimento, utilizando o mesmo erlenmeyer. A massa do erlenmeyer vazio será diferente pois agora ele não estará seco, e sim úmido;
10. Pesar um quarto erlenmeyer de 125 mL seco e transferir o conteúdo de 100 mL de um balão volumétrico neste frasco;
11. Pesar novamente o mesmo erlenmeyer (agora cheio de água). Por diferença de massa, calcular a massa de água escoada pelo balão volumétrico;
12. Repetir o procedimento, utilizando o mesmo erlenmeyer. A massa do erlenmeyer vazio será diferente pois agora ele não estará seco, e sim úmido.
13. Medir a temperatura da água usada na calibração e verificar o valor da densidade da água tabelado de acordo com a temperatura obtida;

Conhecendo-se a massa de água escoada e a sua densidade na temperatura da experiência, pode-se calcular o volume da pipeta pela equação $d = m / V$. A densidade pode ser expressa por $g \text{ mL}^{-1}$ (sólidos) ou $g \text{ cm}^{-3}$ (líquidos).

Texto referente às videoaulas 1, 2, 3 e 4

Recomendações

1. Como a aferição da pipeta é feita pela pesagem da quantidade de água que dela é escoada, antes de ser lavada e secada para sua calibração é necessário que o seu tempo de escoamento seja observado. Para uma pipeta de 25,00 mL este tempo é de 25 segundos, aproximadamente.
2. Observar se há alguma anormalidade na ponta da pipeta, caso haja, isto poderá influenciar na aferição da mesma.

Questões

- 1) Qual é a importância de verificar a calibração de uma vidraria, sendo que para a mesma já é apresentada a capacidade e uma escala?
- 2) Quais são as principais diferenças entre as vidrarias caracterizadas nesta prática? E seu correto manuseio? O emprego destas diferentes vidrarias pode ser de forma indiscriminada?
- 3) Quem está formalmente autorizado a realizar calibração de qualquer vidraria?
- 4) Como são determinados sólidos em água? Há um Valor Máximo Permitido (VMP) segundo a legislação?

Baseado em: BACCAN et al., 2005.

Experimento 2 – Equilíbrio ácido-base

NOTA:

Para a execução da aula experimental número 2 – parte II (**Preparo e padronização de solução de HCl e de H₂SO₄ 0,1 mol L⁻¹**) demonstrar os cálculos necessários para a preparação das soluções diluídas a partir do ácido concentrado. Pesquise nos rótulos do produto comercializado os dados necessários para a elaboração dos cálculos.

Apresentar as características químicas do ácido clorídrico e do ácido sulfúrico obtidos comercialmente. Destaque em especial às medidas de segurança preventivas, ciência dos primeiros procedimentos em uma exposição acidental com esse reagente.

Parte I - Preparo e padronização de solução de NaOH 0,1 mol L⁻¹

Objetivos

Demonstrar a importância da padronização das soluções, suas aplicações na quantificação de substâncias por meio de reações químicas. Calcular a concentração analítica da solução por meio dos dados experimentais obtidos.

Materiais

Água destilada; balança analítica; balão volumétrico de 500 mL; bastão de vidro; béquer de 50 mL; béquer de 100 mL; bureta; erlenmeyer de 250 mL; proveta de 25 mL; pipeta Pasteur; ftalato ácido de potássio [C₆H₄(COOH)(COOK)]; hidróxido de sódio (NaOH); indicadores: azul de timol, fenolftaleína e timolftaleína; solução de ácido acético (H₃CCOOH) 0,1 mol L⁻¹; papel indicador; soluções dos sais presentes na Tabela 1; tubos de ensaio.

Procedimento

A – Preparo da solução de NaOH

1. Pesar cerca de 4,2 g de NaOH em pastilhas em um béquer de 100 mL;
2. Dissolvê-las em água destilada com o auxílio do bastão de vidro. Observar que a reação é exotérmica.
3. Transferir a solução para um balão volumétrico de 1000 mL e completar o volume até a marca com o auxílio do menisco e homogeneizar a solução.

B – Padronização da solução de NaOH

4. Às amostras com aproximadamente 0,400 e 0,500 g de ftalato ácido de potássio, já contidas nos erlenmeyers, acrescentar 25 mL de água destilada. Pesquise e descreva no relatório as características desejadas de uma substância definida como padrão primário.
5. Agite com cuidado até a dissolução total do ftalato ácido de potássio.
6. Adicione em cada amostra de ftalato ácido de potássio, 1 gota de fenolftaleína. Deve-se evitar excesso de indicador. Pesquise a razão e descreva no relatório.
7. Preencha a bureta com a solução de NaOH.
8. Titule cada amostra com a solução de NaOH, até o aparecimento de uma leve coloração rosada persistente. Este é o ponto final da titulação. Particularmente

Texto referente às videoaulas 1, 2, 3 e 4

nas proximidades do ponto de equivalência as adições da solução de NaOH deverão ser lentas.

11. Repetir o procedimento com a outra massa de ftalato ácido de potássio.

Questões

- 1) Qual é a importância de se padronizar soluções?
- 2) Por que se prefere padronizar uma solução de NaOH com um sal ácido na forma sólida e não com uma solução de HCl, por exemplo?
- 3) Por que se usa fenolftaleína? Poderia ser outro indicador?

Baseado em: BACCAN et al., 2005.

Parte II – Preparo e padronização de solução de HCl 0,1 mol L⁻¹ e de solução de H₂SO₄ 0,1 mol L⁻¹

Objetivos

Demonstrar a importância da padronização das soluções, suas aplicações na quantificação de substâncias por meio de reações químicas e o cuidado ao trabalhar com ácidos fortes. Calcular a concentração analítica das soluções por meio dos dados experimentais obtidos.

Procedimento

A – Padronização da solução de HCl

1. Pipetar 10,00 mL do ácido clorídrico diluído para um erlenmeyer, adicionar cerca de 25 mL de água e 1 gota de solução de fenolftaleína.
2. Titular com a solução de NaOH padronizada na Parte I, até o aparecimento da primeira coloração rosa claro persistente;
3. Anotar o volume gasto e calcular a concentração de HCl em mol L⁻¹;
4. Repetir o procedimento.

B – Padronização da solução de H₂SO₄

5. Pipetar 10,00 mL do ácido sulfúrico diluído para um erlenmeyer e seguir o mesmo procedimento anterior.

Recomendações

1. **NUNCA despeje água no ácido, SEMPRE ÁCIDO NA ÁGUA.**

Parte III – Reações envolvendo equilíbrios ácido-base (fortes e fracas)

Objetivos

Demonstrar a diferença entre as titulações envolvendo ácidos e bases fortes e fracas. Determinar a concentração da solução analisada.

Texto referente às videoaulas 1, 2, 3 e 4

Procedimento

A – Titulação base forte/ácido fraco (não apresentado no vídeo)

1. Pipetar 25,00 mL de solução de ácido acético 0,1 mol L⁻¹ para um erlenmeyer;
2. Adicionar 3 gotas do indicador timolftaleína;
3. Encher a bureta de 50 mL com solução de NaOH 0,1 mol L⁻¹ e realizar a titulação até o aparecimento da primeira coloração persistente;
4. Anotar o volume gasto e calcular a concentração analítica do ácido em mol L⁻¹;
5. Repetir o procedimento.

Parte IV - Hidrólise de sais e solução tampão

Objetivo

Compreender os equilíbrios envolvidos nas reações das soluções tampão e hidrólise de sais. Determinar os valores de pH das soluções analisadas.

Procedimento

1. Numerar oito tubos de ensaio de 1 a 8 e acrescentar a cada um deles cerca de 2 mL de água destilada. Aos tubos 2 a 8, acrescentar 2 gotas de solução saturada dos sais já preparados, constantes da Tabela 1. Acrescentar uma gota do indicador universal aos tubos de ensaio e medir o pH de cada solução. Anotar os valores.

Tabela 1 – Valor de pH aproximado da água e das soluções salinas

Sistema	nome	pH aproximado
1. H ₂ O		
2. NaHCO ₃		
3. C ₆ H ₄ (COOH)(COOK)		
4. CH ₃ COONH ₄		
5. CH ₃ COONa		
6. Na ₂ HPO ₄		
7. NaCl		
8. Na ₂ CO ₃		

Texto referente às videoaulas 1, 2, 3 e 4

(Não apresentado no vídeo)

2. Adicionar cerca de 5 mL de uma solução tampão de ácido acético/acetato de sódio $0,10 \text{ mol L}^{-1}$ a 2 tubos de ensaio. A cada tubo de ensaio adicionar solução de NaOH e de HCl, de acordo com a Tabela 2. Medir o pH aproximado de cada solução utilizando papel indicador universal.

Tabela 2 – Efeito do pH após adição de ácido e base forte à solução tampão de ácido acético/acetato

Gotas	Valor do pH com adição de NaOH $0,1 \text{ mol L}^{-1}$	Valor do pH com adição de HCl $0,1 \text{ mol L}^{-1}$
0		
+ 1		
+ 7		
+15		

QUESTÕES

- 1) Cada solução acima apresentará um pH diferente de acordo com o sal colocado, discutir as propriedades ácido-base dos sais em solução aquosa justificando assim os valores encontrados de pH.
- 2) O que acontece com o pH e com o equilíbrio químico quando adicionamos um ácido forte ou uma base forte ao tampão ácido acético/acetato de sódio?

Baseado em: BACCAN et al., 2005.

Experimento 3 - Relógio de Iodo: cinética química

Objetivos

Avaliar o efeito da concentração na velocidade de uma reação química; demonstrar o efeito da temperatura na velocidade de uma reação química e ilustrar o método de obtenção de uma curva de calibração e usá-la para determinar a concentração de uma solução desconhecida.

INTRODUÇÃO

Todas as reações químicas se desenvolvem com uma velocidade definida que depende da natureza dos reagentes, de suas concentrações, da temperatura, da superfície exposta dos reagentes e da presença de catalisadores. Muitas reações, como a explosão de uma mistura de oxigênio e hidrogênio, ocorrem tão rapidamente que a medida de sua velocidade é extremadamente difícil. Outras, como a oxidação de ferro (formação de ferrugem), são tão vagarosas que as medidas de velocidade são também difíceis. Porém, existem muitas reações incluindo aquela que será realizada nesta prática, que ocorrem a velocidades fáceis de serem calculadas. Chama-se cinética química o estudo das velocidades das reações. Quanto à natureza dos reagentes, observa-se que as reações iônicas geralmente tendem a ser mais rápidas do que as reações que envolvem a quebra de ligações covalentes. Considerando-se a estrutura submicroscópica da matéria, uma reação química pode ocorrer somente quando os átomos, íons ou moléculas dos reagentes entram em contato através das colisões. Assim, a velocidade de uma dada reação dependerá da frequência com a qual as partículas colidem. Porém, nem todas as colisões produzem uma reação química, porque elas não têm as condições energéticas necessárias (Figura 1) ou porque não apresentam as orientações relativas adequadas (Figura 2).



Figura 1 - Gráfico com complexo ativado e energia de ativação

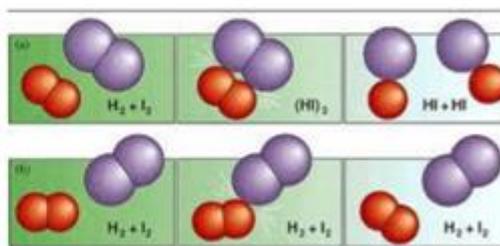


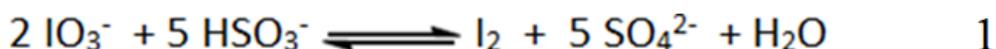
Figura 2 - Esquemas de colisões

De qualquer modo, qualquer mudança de condições que aumente o número de colisões entre as partículas, aumentará a velocidade de uma reação química. Experimentalmente observa-se que as seguintes mudanças aumentam a velocidade de uma reação:

Texto referente às videoaulas 1, 2, 3 e 4

a) Aumento de concentração do reagente, com isto aumenta o número de partículas num dado volume e, portanto, as colisões serão mais frequentes. b) Aumento da temperatura. Isto acelera as partículas e por isso ocorrem mais colisões por unidade de tempo. A velocidade de reação também aumenta porque mais moléculas terão energia suficiente para vencer a barreira de energia para esta reação. Muitas vezes a velocidade de reação dobra para cada aumento de temperatura de 10 °C. c) Aumento da área superficial das partículas. Um pedaço de carvão requer certo tempo para queimar, enquanto que o carvão pulverizado pode produzir uma explosão por causa do aumento da área superficial. d) catalisadores aumentam a velocidade de reação. Inibidores podem ser usados para desacelerar velocidades de reações. Os catalisadores atuam diminuindo a barreira energética (energia de ativação).

Muitas vezes para uma reação ocorrer são necessários vários estágios elementares sucessivos antes que haja formação de produto final. O conjunto destes estágios é definido como mecanismo de uma reação e a velocidade de reação é então determinada pelas velocidades individuais de todos estes estágios. Se um deles for mais lento que os demais, a velocidade de reação dependerá da velocidade deste único estágio mais lento, que é, portanto, o determinante da velocidade. As reações que ocorrerão nesta prática são as seguintes:



Enquanto houver bissulfito, o iodo molecular, I_2 , formado conforme a equação 1, será reduzido a iodeto como descrito pela equação 2.

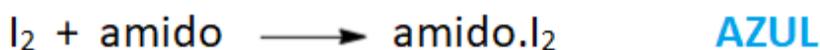
Somando-se as reações (1) e (2), tem-se:



Enquanto houver HSO_3^- , os íons I^- formados reagem com os íons IO_3^- presentes e a reação prossegue (eq. 4):



Ao se acumular iodo molecular, haverá formação de um complexo de cor azul com o amido, indicando com precisão o final da reação, possibilitando uma medida do tempo de reação:



Texto referente às videoaulas 1, 2, 3 e 4

Nesta prática, pode-se construir um gráfico de leitura fácil, colocando-se o inverso do tempo no eixo das ordenadas e a concentração molar no eixo das abcissas. O inverso do tempo é proporcional à velocidade média de reação. Para verificar o efeito da temperatura sobre a velocidade de uma reação, serão mantidas as concentrações das soluções dos reagentes e variada a temperatura.

Materiais

Balão volumétrico de 50 mL;
Bastão de vidro;
Béquer de 50 mL, 100 mL e 150 mL;
Bureta;
Cronômetro;
Pipeta Pasteur;
Solução de iodato de potássio;
Solução de bissulfito de sódio;
Solução desconhecida;
Termômetro.

Procedimento

A – Influência da concentração na velocidade da reação

1. Solução 1: 4,28 g de KIO_3 em 1 L de solução (Solução pronta);
2. Solução 2: 0,852 g NaHSO_3 , 4 mL de H_2SO_4 conc a 50 mL de suspensão de amido, em 1 L de solução;
3. Lavar a bureta (1) com pequenas porções da solução 1 e a bureta (2) com a solução 2;
4. Colocar as buretas no suporte vertical e completar seus volumes com as soluções 1 e 2, até a marca zero;
5. Preparar as soluções de **A** até **E** conforme indicado na Tabela 1, do seguinte modo: no balão volumétrico de 50 mL marcado **1**, colocar, diretamente da bureta, a quantidade indicada na Tabela 1. Acrescentar água destilada até a marca de volume do balão volumétrico. Agitar bem. Para o balão volumétrico **2**, repita a operação com a Solução 2. Não esquecer de utilizar a pipeta Pasteur para ajustar o menisco do balão.
6. Para efetuar a reação, transferir a solução 1 para um béquer de 150mL. Colocar um bastão de vidro nessa solução. Transferir a solução 2 para outro béquer de 100mL;
7. Colocar a solução 2 na solução 1 e disparar imediatamente o cronômetro. Agitar a mistura com o bastão de vidro durante 2 ou 3 segundos. Anotar o tempo necessário para o aparecimento da cor azul;
8. Repetir esse procedimento para cada solução (de B até E). Entre cada uso, lavar os béqueres com água destilada;
9. Usando uma solução desconhecida (F) no lugar da Solução 1, proceder à mistura conforme a Tabela 1 usando o mesmo procedimento das anteriores. Anotar o tempo.

Texto referente às videoaulas 1, 2, 3 e 4

Tabela 1 – Volume utilizado para o preparo das soluções 1 e 2, em mL, tempo de reação, em s, e tempo recíproco, em s⁻¹

Amostra	v. solução 1	v. solução 2	Tempo	Tempo recíproco	Conc. molar após a mistura V _f =100 mL)	
					KIO ₃	NaHSO ₃
A	5,00	10,00				
B	10,00	10,00				
C	15,00	10,00				
D	20,00	10,00				
E	25,00	10,00				
F		10,00				

10. Fazer o gráfico padrão colocando a concentração de KIO₃ no eixo horizontal e o tempo recíproco no eixo vertical. Traçar a melhor reta entre os pontos experimentais;
11. Use o gráfico como padrão para determinar a concentração da solução desconhecida.

B – Influência da temperatura na velocidade da reação

1. Colocar no balão volumétrico marcado **1**, 15,0 mL da solução 1, completar o volume com água destilada até 50 mL;
2. Colocar no balão volumétrico marcado **2**, 10,0 mL de solução 2, completar o volume com água destilada até 50 mL;
3. Transferir as soluções 1 e 2 dos balões para os béqueres 1 e 2, respectivamente, e coloque os béqueres dentro de um banho de água aquecida e espere as soluções atingirem 30° C. Colocar um termômetro em cada béquer. Lembre-se que a temperatura deve ser medida no meio da solução;
4. Colocar a solução do béquer 2 no béquer 1 para efetuar a reação marcando o tempo como na experiência anterior, fora do banho de água aquecida;
5. Anotar o tempo e a temperatura no momento da reação;
6. Efetuar os cálculos e comparar com o resultado obtido na **amostra C** do experimento anterior;
7. Repetir o procedimento anterior, substituindo o aquecimento pelo resfriamento em banho de gelo com água. Não se esqueça de anotar a temperatura da solução, que deverá estar entre 4 e 6°C;
8. Anote a temperatura ambiente para poder comparar seus resultados com os descritos na Tabela 1.

QUESTÕES

1. Medir os diferentes tempos de reação. Com os dados trace um gráfico com o recíproco do tempo de reação em função da temperatura discutindo o resultado obtido.
2. Construa um segundo gráfico correlacionando o valor do logaritmo do recíproco do tempo e o recíproco da temperatura na escala absoluta. Qual é a informação contida na inclinação da melhor reta?
3. Descreva brevemente a teoria das colisões.



Texto referente às videoaulas 1, 2, 3 e 4

Baseado em: SHAKASHIRI, 1992.

Bibliografia

1. Peter Atkins & Loretta Jones. Princípio de Química, Porto Alegre, Bookman, 2006.
2. Harris, Daniel D. Análise Química Quantitativa. Rio de Janeiro: LTC, 2012.
3. Michael J. Sienko, Química. São Paulo, Cia. Editora Nacional, 1968.
4. John B. Russell. Química Geral. São Paulo, Makron Books, 1994.
5. Whitten. Davis. Peck & Stanley. General Chemistry. Seventh Edition. Thomson Learning-Brooks/cole. 2004.
6. George M. Bodner & Harry L. Pardue, Chemistry: An experimental science. New York, John Willey & Sons, 1989.

Experimento 4 – Sistemas redox

Parte I - Reações redox: permanganometria

Objetivos

Compreensão de reações redox; determinar a concentração de íons Fe(II) na amostra desconhecida; determinar a concentração de íons Cu(II) na amostra desconhecida.

Materiais

Água destilada; balança analítica; béquer 50mL; bureta; erlenmeyer de 250 mL; proveta 50 mL; solução de ácido sulfúrico; solução de permanganato de potássio.

A - Permanganometria

A1. Padronização da solução de KMnO_4

Pesar aproximadamente 0,1500 g (anotando-se até $\pm 0,1$ mg) de oxalato de sódio (previamente seco a 120°C , por 2 horas em estufa) e colocar essa porção em um erlenmeyer de 250 mL. Dissolver o sal em 60 mL de água destilada e adicionar 15 mL de solução de H_2SO_4 1 mol L^{-1} e aquecer a solução até cerca de 80°C . Titular a solução com a solução de permanganato de potássio até aparecimento de uma coloração violeta clara, tendendo a rósea, pelo menos por 30 segundos. No final da titulação a temperatura da solução titulada não deverá ser menor que 60°C .

A2. Determinação de íons Fe(II) em amostra desconhecida com solução padronizada de KMnO_4

- 1- Coloque 10,00 mL da amostra contendo Fe(II) em um erlenmeyer de 250 mL,
- 2- Acrescente 50 mL de água e 10 mL de ácido sulfúrico 1 mol L^{-1} .
- 3- Titule com solução padronizada de permanganato de potássio $0,02 \text{ mol L}^{-1}$.
- 4- Repetir o procedimento uma vez.

OBS: A solução passará por uma coloração amarelada, mas o ponto final é o rosa claro, tendendo a lilás. Completar a Tabela 1.

Tabela 1 – Tabela de resultados – Parte A2

V KMnO_4 gasto (mL)	\bar{x}	s

Recomendações

CUIDADO: permanganato de potássio pode manchar roupas e queimar a pele!!!!!!

Baseado em: BACCAN et al., 2005.

Parte II - Estudo da interação entre metais

Objetivos

Verificar o comportamento de reações redox espontâneas. Construir uma tabela redox com os pares eletroquímicos estudados.

Materiais

Bastão de chumbo; bastão de zinco; bôquer 50 mL; chapa de alumínio; hexano; pedaços de cobre, zinco e ferro; solução de AlCl_3 ; solução de FeCl_3 ; solução de hexacianoferrato (III) de potássio; solução de FeCl_2 (recém preparada); solução de HgCl_2 ; solução de KBr 0,1 mol L^{-1} ; solução de KI 0,1 mol L^{-1} ; solução de $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$; solução de $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$; solução de CuSO_4 ; solução de ZnSO_4 ; tubo de ensaio..

Procedimento

A – Estudo da interação entre os metais Al e Hg

1. Utilizar uma chapa de alumínio previamente limpa;
2. Colocar uma gota de solução de HgCl_2 (cloreto de mercúrio II);
3. Aguardar de 2 a 4 minutos, lavar com água a superfície do alumínio, secá-la com papel toalha, sem friccionar, e expô-la ao ar;
4. Observar o que acontece;
5. Remover o resíduo branco, aguardar mais alguns minutos e observar o que acontece.
6. Observar o que ocorre ao se adicionar gotas de Hg_0 (mercúrio metálico) a um bôquer contendo solução de AlCl_3 (cloreto de alumínio). Preparada pelos técnicos de laboratório.
7. Comparar o que ocorre no bôquer e na chapa de alumínio.
8. Escrever as reações químicas envolvidas, no caderno de laboratório.

B – Verificação do sentido espontâneo da reação $\text{Zn} \parallel \text{Pb}$

1. Em um bôquer colocar 10 mL de solução de $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ (acetato de chumbo);
2. Mergulhar nessa solução um bastão de zinco limpo, deixando-o, para melhor observação, suspenso na solução;
3. Em outro bôquer, adicionar 10 mL de uma solução de ZnSO_4 (sulfato de zinco) e mergulhar um bastão de chumbo;
4. Verificar o que acontece.
5. Escrever as reações químicas envolvidas, no caderno de laboratório.

C – Cu, Zn e Fe e seus íons

1. Colocar pequena quantidade (ponta da espátula) dos metais cobre, zinco e ferro em 6 diferentes tubos de ensaio devidamente identificados (sendo o mesmo metal em dois tubos diferentes);
2. Adicionar a cada um deles aproximadamente 40 gotas de solução 0,1 mol L^{-1} dos íons dos outros metais, ou seja: **TUBO 1:** $\text{Cu} + \text{Zn}^{2+}$; **TUBO 2:** $\text{Cu} + \text{Fe}^{2+}$; **TUBO 3:** $\text{Zn} + \text{Cu}^{2+}$; **TUBO 4:** $\text{Zn} + \text{Fe}^{2+}$; **TUBO 5:** $\text{Fe} + \text{Cu}^{2+}$; **TUBO 6:** $\text{Fe} + \text{Zn}^{2+}$;
3. NÃO ESQUECER DE IDENTIFICAR OS TUBOS ADEQUADAMENTE, INDICANDO METAL E ÍON ADICIONADO!!!!!!

Texto referente às videoaulas 1, 2, 3 e 4

4. Observar o que ocorre e determinar qual metal é o agente redutor mais forte e qual é o mais fraco;
5. Estabelecer também quais são os íons que apresentam características de agente oxidante mais forte e mais fraco;
6. Construir uma série redox com esses pares.

D – Par redox $\text{Fe}^{3+} // \text{Fe}^{2+}$

1. Em um tubo de ensaio adicionar 20 gotas de solução 0,1 mol L⁻¹ de FeCl₃ e 40 gotas de solução de 0,1 mol L⁻¹ de KBr. Num outro tubo adicionar 20 gotas de solução 0,1 mol L⁻¹ de FeCl₃ e 40 gotas de solução 0,1 mol L⁻¹ de KI;
2. Adicionar 20 gotas de hexano a cada mistura, agitar e observar o que acontece;
3. Para testar a redução de Fe³⁺ a Fe²⁺, preparar duas misturas como as anteriores, SEM A ADIÇÃO DE HEXANO, e adicionando a cada uma um pouco de solução de hexacianoferrato (III) de potássio;
4. Se Fe²⁺ estiver presente, haverá a formação de um precipitado azul;
5. Colocar o par Fe³⁺//Fe²⁺ na série redox junto com os halogênios (cloro, bromo e iodo).

Questão

Com todas as reações em mãos, construir uma tabela de potencial de redução com todos os metais envolvidos na prática, não esquecendo o eletrodo de hidrogênio como referência. Quem é o mais oxidante? E o mais redutor?

Baseado em: BACCAN et al., 2005.