

Trabalho Prático nº 1

Introdução à oxidação-redução e pilhas electroquímicas

1. Introdução

1.1. Reacções redox

Num processo electroquímico ocorre a transferência de um electrão de uma substância para outra, daí ser chamada uma reacção redox, uma vez que o electrão perdido na oxidação de um elemento está associado ao ganho de um electrão na redução de outro elemento.

Assim, a oxidação e a redução ocorrem simultaneamente, não podendo haver uma sem a outra. No entanto, podemos pensar num processo redox como sendo constituído por duas reacções separadas, designadas semi-reacções ou reacções parciais, uma representando a reacção de oxidação e a outra a de redução.

1.2. Pilhas electroquímicas

Normalmente, uma reacção redox ocorre quando o agente oxidante está em contacto com o agente redutor: há transferência directa dos electrões do agente redutor para o oxidante. No entanto, se separarmos fisicamente o agente redutor do oxidante e estabelecermos uma ligação externa condutora, então haverá passagem de electrões, ou seja, passagem de corrente: a este dispositivo dá-se o nome de pilha electroquímica ou célula galvânica.

Uma pilha electroquímica é constituída por dois eléctrodos: o eléctrodo onde ocorre a oxidação chama-se ânodo, ao passo que o eléctrodo onde ocorre a redução é o cátodo. A diferença de potencial entre os dois eléctrodos dá-se o nome de força electromotriz e é expressa em volt (V), e é devida às reacções de oxidação e de redução, designadas por reacções de meia-pilha. Uma reacção redox espontânea resulta numa pilha com uma diferença de potencial positiva. Para permitir a passagem de corrente eléctrica é necessário fechar o circuito, o que é feito colocando uma ponte salina a ligar as duas células, em que esta é geralmente uma solução concentrada de um electrólito forte, o que permite o fluxo de iões de e para o interior das soluções.

É impossível medir o potencial absoluto de um eléctrodo, mas sim medir diferenças de potencial entre eléctrodos. Assim, é necessário um eléctrodo padrão, a partir do qual se determina o potencial de todos os outros. Esse eléctrodo é o eléctrodo padrão de hidrogénio, que consiste numa barra de platina mergulhada numa solução 1 M em hidrogénio, onde é borbulhado hidrogénio gasoso a 1 atm. Por convenção, o potencial de redução padrão para a reacção de redução do hidrogénio a 25°C é zero.

Assim, pode-se estabelecer uma série de potenciais de redução padrão que medem a maior ou menor tendência de uma dada espécie para aceitar electrões. Esta série é designada série electroquímica. Na tabela I encontram-se os potenciais de redução padrão a 25°C. As condições padrão são a concentração 1 M das espécies em solução e a pressão de 1 atm para as espécies gasosas. Quanto mais positivo o valor de E° maior a tendência da espécie para sofrer redução, e logo maior o poder oxidante. Quanto mais negativo, maior a tendência para sofrer oxidação. Testando diferentes pares de metais/solução, podemos estabelecer uma série electroquímica dos metais.

2. Procedimento experimental

2.1. Reacções redox

- 2.1.1. Prepare pequenas placas de zinco, cobre e chumbo, limpando-as com uma lixa.
- 2.1.2. Prepare 100 ml das seguintes soluções:
 - a) nitrato de chumbo 0.1 M, $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$
 - b) nitrato de cobre 0.1 M, $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$
 - c) nitrato de zinco 0.1 M, $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$
 - d) nitrato de prata 0.1 M, AgNO_3 .
- 2.1.3. Coloque uma pequena porção da solução a) em três gobelets, e mergulhe em cada um deles uma placa de zinco, de chumbo e de cobre.
- 2.1.4. Observe se há ou não reacção em cada caso, referindo o aspecto do metal e da solução.
- 2.1.5. Repita a operação para as restantes soluções, tendo o cuidado de limpar e lixar as placas metálicas antes de as mergulhar nas soluções.

2.2. Pilhas electroquímicas

- 2.2.1. Coloque a solução de nitrato de cobre 0.1 M num gobelet de 100 ml, e mergulhe na solução uma lâmina de cobre previamente limpa. Ligue o eléctrodo de cobre ao terminal positivo de um voltímetro.
- 2.2.2. Coloque a solução de nitrato de zinco 0.1 M num copo semelhante e introduza a barra de zinco. Ligue este eléctrodo ao terminal negativo do voltímetro.
- 2.2.3. Estabeleça o contacto entre as duas soluções, com uma ponte salina, e faça a leitura de voltagem, registando-a.
- 2.2.4. Repita o procedimento com a solução de nitrato de chumbo 0.1M.
- 2.2.5. Terminado o trabalho, lavar e arrumar todo o material de laboratório e guardar as soluções em frasco de vidro para posterior utilização.

3. Bibliografia

- 3.1. M. L. S. S. Gonçalves, *Métodos Instrumentais para Análise de Soluções – Análise Quantitativa*, 4ª Edição, Fundação Calouste Gulbenkian, 2001
- 3.2. R. Chang, *Química*, 5ª Edição, McGraw-Hill, Lisboa, 1995
- 3.3. A. M. O. Brett e C. A. M. A. Brett, *Electroquímica: Princípios, Métodos e Aplicações*, Almedina, 1996

Ficha nº 1: Introdução à oxidação-redução e pilhas electroquímicas

Turma: Grupo: Data:/...../.....

4. Cálculos prévios

4.1. Solução de $Pb(NO_3)_2$

Concentração: 0.1 M Volume: 100 mL

Nº moles:

M $Pb(NO_3)_2$:

Massa de $Pb(NO_3)_2$: a pesar pesada:

4.2. 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:

4.3. 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:

4.4. Solução de $AgNO_3$

Concentração: 0.1 M Volume: 100 mL

Nº moles:

M $AgNO_3$:

Massa de $AgNO_3$: a pesar pesada:

5. Resultados experimentais

5.1. Reacções redox

Gobelet	Composição	Observação
1	Zn/Pb(NO ₃) ₂	
2	Pb/Pb(NO ₃) ₂	
3	Cu/Pb(NO ₃) ₂	
4	Zn/Cu(NO ₃) ₂	
5	Pb/Cu(NO ₃) ₂	
6	Cu/Cu (NO ₃) ₂	
7	Zn/Zn(NO ₃) ₂	
8	Pb/AgNO ₃	
9	Cu/Pb(NO ₃) ₂	
10	Zn/AgNO ₃	
11	Pb/AgNO ₃	
12	Cu/AgNO ₃	

5.2. Pilhas electroquímicas

Pilha	Diferença de potencial / mV
Chumbo / Zinco	
Chumbo / Cobre	
Zinco / Cobre	

6. Questões pós-laboratoriais

- 6.1. Escreva as equações químicas nos casos em que houve reacção espontânea.
- 6.2. Ordene por ordem decrescente o carácter redutor dos diversos metais estudados. Justifique.
- 6.3. Escreva os diagramas das pilhas construídas. Explique o funcionamento das mesmas e discuta os valores de força electromotriz obtidos.