

Volumetria Redox

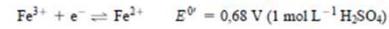
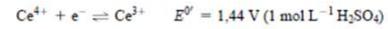
N. Baccan, J.C. de Andrade, O.E.S. Godinho, J.S. Barone, Química Analítica Quantitativa Elementar, capítulo 5, Blucher, 2001

Skoog, West, Holler, Crouch, Fundamentos de Química Analítica, Thompson, 8ª Edição, capítulos 19 e 20

Volumetria de Óxido Redução

Construção de uma curva de titulação

Calcule o potencial de eletrodo ao longo de uma titulação de 50,0 mL Fe²⁺ 0,050 mol/L com Ce⁴⁺ 0,1000 mol/L em H₂SO₄ 1,0 mol/L



Após a adição de 5,00 mL de Ce⁴⁺

Por simplicidade dos cálculos, antes do ponto estequiométrico faremos os cálculos usando o par Fe²⁺/Fe³⁺

$$\text{Fe}^{2+} + \text{Ce}^{4+} \rightleftharpoons \text{Fe}^{3+} + \text{Ce}^{3+}$$

$$[\text{Fe}^{2+}] = \frac{n_{\text{inicial}} - n_{\text{reagiu}}}{V_{\text{total}}} = \frac{50,0 \times 0,050 - 5,0 \times 0,1000}{55,00} = 0,03636 \text{ mol/L}$$

$$E = E_{\text{Fe}^{3+}, \text{Fe}^{2+}}^{\circ} - 0,0592 \log \frac{[\text{Fe}^{2+}]}{[\text{Fe}^{3+}]}$$

$$[\text{Fe}^{3+}] = \frac{n_{\text{formou}}}{V_{\text{total}}} = \frac{5,0 \times 0,1000}{55,00} = 0,009091 \text{ mol/L}$$

$$E = 0,68 - 0,0592 \log \frac{0,03636}{0,009091} = 0,644 \text{ V}$$

Volumetria de Óxido Redução

Construção de uma curva de titulação

Calcule o potencial de eletrodo ao longo de uma titulação de 50,0 mL Fe²⁺ 0,050 mol/L com Ce⁴⁺ 0,1000 mol/L em H₂SO₄ 1,0 mol/L

Após a adição de 12,50 mL de Ce⁴⁺

$$[\text{Fe}^{2+}] = \frac{50,0 \times 0,050 - 12,50 \times 0,1000}{62,50} = 0,0200 \text{ mol/L}$$

$$[\text{Fe}^{3+}] = \frac{12,50 \times 0,1000}{62,50} = 0,0200 \text{ mol/L}$$

$$E = E_{\text{Fe}^{3+}, \text{Fe}^{2+}}^{\circ} - 0,0592 \log \frac{[\text{Fe}^{2+}]}{[\text{Fe}^{3+}]} \quad E = 0,68 - 0,0592 \log \frac{0,0200}{0,0200} = 0,680 \text{ V}$$

Quando V_{Ce⁴⁺} = 12,50 mL - metade da titulação, [Fe²⁺] = [Fe³⁺]

Nesse ponto: $E = E_{\text{Fe}^{3+}, \text{Fe}^{2+}}^{\circ}$

Volumetria de Óxido Redução

Construção de uma curva de titulação

No ponto estequiométrico

25,00 mL de Ce⁴⁺:

$$E_{\text{eq}} = \frac{E_{\text{Ce}^{4+}, \text{Ce}^{3+}}^{\circ} + E_{\text{Fe}^{3+}, \text{Fe}^{2+}}^{\circ}}{2} = \frac{1,44 + 0,68}{2} = 1,06 \text{ V}$$

Após adição de 25,10 mL de Ce⁴⁺ 0,1000 mol/L: Agora usamos o par Ce³⁺/Ce⁴⁺



$$[\text{Ce}^{4+}] = \frac{n_{\text{total adicionado}} - n_{\text{reagiu com Fe}^{2+}}}{V_{\text{total}}} = \frac{25,10 \times 0,1000 - 50,0 \times 0,0500}{75,10} = 1,332 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$E = E_{\text{Ce}^{4+}, \text{Ce}^{3+}}^{\circ} - 0,0592 \log \frac{[\text{Ce}^{3+}]}{[\text{Ce}^{4+}]}$$

n_{formado na reação com Fe²⁺}

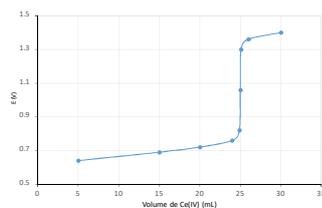
$$[\text{Ce}^{3+}] = \frac{50,0 \times 0,0500}{75,10} = 0,03329 \text{ mol/L}$$

$$E = 1,44 - 0,0592 \log \frac{0,03329}{1,332 \times 10^{-4}} = 1,298 \text{ V}$$

Volumetria de Óxido Redução

Construção de uma curva de titulação de Fe²⁺ com Ce⁴⁺ 0,1000 mol L⁻¹

Volume de Reagente, mL	50,00 mL de Fe ²⁺ 0,0500 mol L ⁻¹
5,00	0,64
15,00	0,69
20,00	0,72
24,00	0,76
24,90	0,82
25,00	1,06
25,10	1,30
26,00	1,36
30,00	1,40

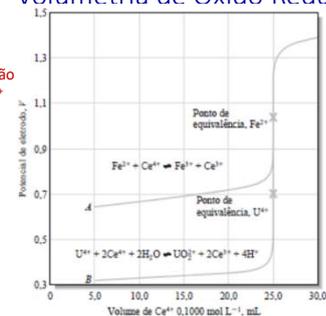


Volumetria de Óxido Redução

Curvas de titulação empregando Ce⁴⁺ como titulante.

Curva A: 50,0 mL de Fe²⁺ 0,05000 mol/L

Curva B: 50,0 mL de U⁴⁺ 0,02500 mol/L⁻¹



Curva A:

$$\Delta E^{\circ} = 1,44 - 0,68 = 0,76 \text{ V}$$

Curva B:

$$\Delta E^{\circ} = 1,44 - 0,334 = 1,11 \text{ V}$$

Volumetria de Óxido Redução

Efeito da diferença dos potenciais de eletrodo na extensão das reações e formato das curvas de titulação

Curva	$E^0 - E^0_A$	K_{eq}
A	1,00 V	8×10^{16}
B	0,80 V	3×10^{15}
C	0,60 V	1×10^{14}
D	0,40 V	6×10^6
E	0,20 V	2×10^3

$E^0_{\text{analito}} = 0,200 \text{ V}$

$E^0_{\text{titulante}} - E^0_{\text{analito}}$

$E^0_{\text{titulante}} - E^0_{\text{analito}}$	K_{eq}
1,0 V	8×10^{16}
0,8 V	3×10^{13}
0,6 V	1×10^{10}
0,4 V	6×10^6
0,2 V	2×10^3

Volume do titulante 0,1000 mol/L (mL)

Volumetria de Óxido Redução

Indicadores Redox

$$\text{In}_{\text{Ox}} + n e^- \rightleftharpoons \text{In}_{\text{Red}}$$

$$E = E^0_{\text{In}_{\text{Ox}}} - \frac{0,0592}{n} \log \frac{[\text{In}_{\text{Red}}]}{[\text{In}_{\text{Ox}}]}$$

Se $[\text{In}_{\text{Red}}] \geq 10[\text{In}_{\text{Ox}}]$ predomina o vermelho

$$E = E^0_{\text{In}_{\text{Ox}}} - \frac{0,0592}{n} \log 10$$

$$E = E^0_{\text{In}_{\text{Ox}}} - \frac{0,0592}{n}$$

Se $[\text{In}_{\text{Ox}}] \geq 10[\text{In}_{\text{Red}}]$ predomina o azul

$$E = E^0_{\text{In}_{\text{Ox}}} - \frac{0,0592}{n} \log \frac{1}{10}$$

$$E = E^0_{\text{In}_{\text{Ox}}} + \frac{0,0592}{n}$$

Faixa de Viragem do Indicador $E = E^0_{\text{In}_{\text{Ox}}} \pm \frac{0,0592}{n}$

Volumetria de Óxido Redução

Indicadores Redox

Complexo de Fe com 1,10 fenantrolina

$$[\text{Fe}(\text{1,10-fen})_3]^{2+} + e^- \rightleftharpoons [\text{Fe}(\text{1,10-fen})_3]^{+}$$

Azul $E^0 = +1,06 \text{ V}$ Vermelho

Difenilamina

$$2 \text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2 \rightleftharpoons \text{C}_6\text{H}_5\text{N}(\text{C}_6\text{H}_5) + 2 \text{H}^+ + 2 e^-$$

$E^0 = +0,76 \text{ V}$

Difenilbenzidina

$$\text{C}_6\text{H}_5\text{N}(\text{C}_6\text{H}_5) \rightleftharpoons \text{C}_6\text{H}_5\text{N}(\text{C}_6\text{H}_5) + 2 \text{H}^+ + 2 e^-$$

$E^0 = +0,76 \text{ V}$

Volumetria de Óxido Redução

TABELA 19-3*

Indicadores de Oxidação-Redução Selecionados*

Indicador	Cor		Potencial de Transição, V	Condições
	Oxidado	Reduzido		
Complexo ferro(II)-5-nitro-1,10-fenantrolina	Amá-claro	Vermelho-violeta	+1,25	H ₂ SO ₄ 1 mol L ⁻¹
ácido 2,3'-difenilamina dicarboxílico	Amá-violeta	Incolor	+1,12	H ₂ SO ₄ 7-10 mol L ⁻¹
Complexo ferro(II)-1,10-fenantrolina	Amá-claro	Vermelho	+1,11	H ₂ SO ₄ 1 mol L ⁻¹
Complexo ferro(II)-5-metil-1,10-fenantrolina	Amá-claro	Vermelho	+1,02	H ₂ SO ₄ 1 mol L ⁻¹
Enoplistacina A	Amá-vermelho	Amarelo-verde	+0,98	H ₂ SO ₄ 0,5 mol L ⁻¹
Ácido niflênico	Vermelho-violeta	Incolor	+0,85	Ácido clorídrico
Difenilamina	Violeta	Incolor	+0,76	Ácido clorídrico
p-Etossicriozidina	Amarelo	Vermelho	+0,76	Ácido clorídrico
Azul de metileno	Amá	Incolor	+0,53	Ácido 1 mol L ⁻¹
Índigo tetrasulfonato	Amá	Incolor	+0,36	Ácido 1 mol L ⁻¹
Fenosafrazma	Vermelho	Incolor	+0,28	Ácido 1 mol L ⁻¹

Volumetria de Óxido Redução

Além dos indicadores verdadeiros, os pontos finais em volumetria redox podem ser identificados:

Visualmente sem indicadores. Exemplo: excesso de KMnO₄

Visualmente com indicadores específicos:
Amido-Iodo
SCN⁻ em titulações envolvendo Fe(III)

Titulações Potenciométricas (QFL-1201)

Volumetria Redox – Oxidantes e redutores auxiliares

O analito precisa estar em um único estado de oxidação

O tratamento da amostra (digestão, separação de interferências, etc) produz uma mistura de estados de oxidação

O tratamento da amostra para extração de Fe de um minério produz uma solução que pode conter Fe³⁺ e Fe²⁺ em proporções variadas que dependem do tratamento realizado

Antes de iniciar a titulação todo o Fe precisa estar na forma de Fe²⁺ se for usado um oxidante como titulante, ou na forma de Fe³⁺ se for usado um redutor

O excesso do redutor ou oxidante precisa ser eliminado antes do início da titulação

Agentes Oxidantes e Redutores Auxiliares

TABELA 18-1

Potenciais Padrão de Eletrodos*

Reação	E^0 a 25 °C, V
$\text{Cl}_2(\text{g}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{Cl}^-$	+1,359
$\text{O}_2(\text{g}) + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}$	+1,229
$\text{Br}_2(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{Br}^-$	+1,087
$\text{Br}_2(\text{l}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{Br}^-$	+1,065
$\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ag}(\text{s})$	+0,799
$\text{Fe}^{3+} + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+}$	+0,771
$\text{I}_2 + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{I}^-$	+0,536
$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}(\text{s})$	+0,337
$\text{UO}_2^{2+} + 4\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{U}^{4+} + 2\text{H}_2\text{O}$	+0,334
$\text{Hg}_2\text{Cl}_2(\text{s}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{Hg}(\text{l}) + 2\text{Cl}^-$	+0,268
$\text{AgCl}(\text{s}) + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ag}(\text{s}) + \text{Cl}^-$	+0,222
$\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2^{3-} + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ag}(\text{s}) + 2\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	+0,017
$2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_2(\text{g})$	0,000
$\text{AgI}(\text{s}) + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ag}(\text{s}) + \text{I}^-$	-0,151
$\text{PbSO}_4 + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Pb}(\text{s}) + \text{SO}_4^{2-}$	-0,350
$\text{Cd}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cd}(\text{s})$	-0,403
$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Zn}(\text{s})$	-0,763

Quais seriam reagentes potencialmente úteis como oxidantes auxiliares?

Quais seriam os redutores auxiliares?

Agentes Redutores Auxiliares

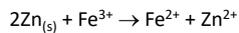
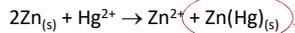
TABELA 20-1

Utilização do Redutor de Walden e do Redutor de Jones*

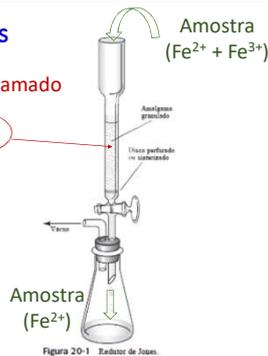
Walden	Jones
$\text{Ag}(\text{s}) + \text{Cl}^- \rightarrow \text{AgCl}(\text{s}) + \text{e}^-$	$\text{Zn}(\text{Hg})/\text{s} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{Hg} + 2\text{e}^-$
$\text{Fe}^{3+} + \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}$	$\text{Fe}^{3+} + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+}$
$\text{Cu}^{2+} + \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}^+$	$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}(\text{s})$
$\text{H}_2\text{MoO}_4 + 2\text{H}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{MoO}_2^+ + 2\text{H}_2\text{O}$	$\text{H}_2\text{MoO}_4 + 6\text{H}^+ + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Mo}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O}$
$\text{UO}_2^{2+} + 4\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{U}^{4+} + 2\text{H}_2\text{O}$	$\text{UO}_2^{2+} + 4\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{U}^{4+} + 2\text{H}_2\text{O}$
$\text{V}(\text{OH})_4^+ + 2\text{H}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{VO}^{2+} + 3\text{H}_2\text{O}$	$\text{UO}_2^{2+} + 4\text{H}^+ + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{U}^{3+} + 2\text{H}_2\text{O}$
Cr^{3+} não reduzido	$\text{V}(\text{OH})_4^+ + 4\text{H}^+ + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{V}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$
	$\text{TiO}^{2+} + 2\text{H}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ti}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$
	$\text{Cr}^{3+} + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cr}^{2+}$

Agentes Redutores Auxiliares

Redutor de Jones – Zinco amalgamado

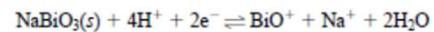


amálgama inibe a redução do H^+ e consequente formação de H_2



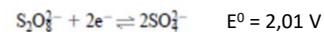
Agentes Oxidantes Auxiliares

Bismutato de Sódio

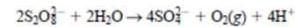


Excesso removido por filtração

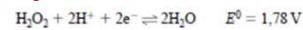
Peroxidissulfato de amônio



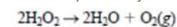
Excesso removido por ebulição



Peroxido de sódio ou hidrogênio



Excesso removido por ebulição



Reagentes redutores padrões

Reagem facilmente com o O_2 – pouco utilizados em titulações diretas

Soluções de Fe^{2+}

Facilmente preparadas a partir do chamado sal de Mohr: $\text{Fe}(\text{NH}_4)_2(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$

Em meio de H_2SO_4 0,50 mol L^{-1} são estáveis por no máximo um dia de trabalho

Peróxidos orgânicos, hidroxilamina, $\text{Cr}(\text{IV})$, Ce^{4+} , $\text{Mo}(\text{VI})$, NO_3^- , ClO_3^- ; são tratados com um excesso conhecido de Fe^{2+} e o excesso é rapidamente determinado por titulação com solução padrão de algum oxidante como KMnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ou Ce^{4+}

Reagentes redutores padrões – Tiosulfato de Sódio ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$)

TABELA 20-2

Algumas Aplicações do Tiosulfato de Sódio como Redutor

Análito	Semi-reação	Condições Especiais
IO_4^-	$\text{IO}_4^- + 8\text{H}^+ + 7\text{e}^- \rightleftharpoons \frac{1}{2} \text{I}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$	Soluções ácidas
	$\text{IO}_4^- + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{IO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$	Soluções neutras
IO_3^-	$\text{IO}_3^- + 6\text{H}^+ + 5\text{e}^- \rightleftharpoons \frac{1}{2} \text{I}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$	Ácido forte
BrO_3^- , ClO_3^-	$\text{XO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6\text{e}^- \rightleftharpoons \text{X}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	Ácido forte
Br_2 , Cl_2	$\text{X}_2 + 2\text{I}^- \rightleftharpoons \text{I}_2 + 2\text{X}^-$	
NO_2^-	$\text{HNO}_2 + \text{H}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{NO}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}$	
Cu^{2+}	$\text{Cu}^{2+} + \text{I}^- + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{CuI}(\text{s})$	
O_2	$\text{O}_2 + 4\text{Mn}(\text{OH})_2(\text{s}) + 2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Mn}(\text{OH})_2(\text{s})$	Solução alcalina
	$\text{Mn}(\text{OH})_2(\text{s}) + 3\text{H}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+} + 3\text{H}_2\text{O}$	Solução ácida
O_3	$\text{O}_3(\text{g}) + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{O}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}$	
Peróxido orgânico	$\text{ROOH} + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{ROH} + \text{H}_2\text{O}$	

Agentes Oxidantes Padrões

TABELA 20-3

Alguns Oxidantes Comuns Empregados como Soluções Padrão

Reagente e Fórmula	Produto da Redução	Potencial Padrão, V	Padronizado com	Indicador*	Estabilidade*
Permanganato de potássio, KMnO_4	Mn^{2+}	1,51 ²	$\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$, Fe, As_2O_3	MnO_4^-	(b)
Bromato de potássio, KBrO_3	Br^-	1,44 ²	KBrO_3	(1)	(a)
Cério(IV), Ce^{4+}	Ce^{3+}	1,44 ²	$\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$, Fe, As_2O_3	(2)	(a)
Dicromato de potássio, $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	Cr^{3+}	1,33 ²	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, Fe, $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_8$	(3)	(a)
Iodo, I_2	I^-	0,536 ²	BaSO_4 , H_2O , $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_8$	amido	(c)

* (1) α -naftolavon; (2) complexo ferro(II) 1,10-fenantrolina (ferroína); (3) ácido difenilamino sulfônico.

† (a) Estável indefinidamente; (b) moderadamente estável, requer padronização periódica;

(c) relativamente instável, requer padronização frequente.

² E° em H_2SO_4 1 mol L⁻¹.

Agentes Oxidantes Padrões

TABELA 20-5

Algumas Aplicações de Soluções de Permanganato de Potássio e Cério(IV)

Substância Determinada	Semi-reação	Condições
Su	$\text{Sn}^{2+} \rightleftharpoons \text{Sn}^{4+} + 2e^-$	Pré-redução com Zn
H_2O_2	$\text{H}_2\text{O}_2 \rightleftharpoons \text{O}_2(\text{g}) + 2\text{H}^+ + 2e^-$	
Fe	$\text{Fe}^{2+} \rightleftharpoons \text{Fe}^{3+} + e^-$	Pré-redução com SnCl_2 ou com os redutores de Jones ou de Walden
$\text{Fe}(\text{CN})_6^{4-}$	$\text{Fe}(\text{CN})_6^{4-} \rightleftharpoons \text{Fe}(\text{CN})_6^{3-} + e^-$	
V	$\text{VO}^{2+} + 3\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{V}(\text{OH})_4^{3+} + e^-$	Pré-redução com amálgama de Bi ou SO_2
Mo	$\text{Mo}^{6+} + 4\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{MoO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 3e^-$	Pré-redução com o redutor de Jones
W	$\text{WO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{WO}_3 + 8\text{H}^+ + 3e^-$	Pré-redução com Zn ou Cd
U	$\text{U}^{6+} + 2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{UO}_2^{2+} + 4\text{H}^+ + 2e^-$	Pré-redução com o redutor de Jones
Ti	$\text{Ti}^{3+} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{TiO}^{2+} + 2\text{H}^+ + e^-$	Pré-redução com o redutor de Jones
$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \rightleftharpoons 2\text{CO}_2 + 2\text{H}^+ + 2e^-$	
Mg, Ca, Zn, Co, Pb, Ag	$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \rightleftharpoons 2\text{CO}_2 + 2\text{H}^+ + 2e^-$	Oxalatos metálicos fracamente solúveis filtrados, lavados e dissolvidos em ácido; o ácido oxálico liberado é titulado
HNO_2	$\text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NO}_3^- + 3\text{H}^+ + 2e^-$	Tempo de reação de 15 min; o excesso de KMnO_4 é retrotitulado
K	$\text{K}_2\text{NaCo}(\text{NO}_2)_6 + 6\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Co}^{2+} + 6\text{NO}_3^- + 12\text{H}^+ + 2\text{K}^+ + \text{Na}^+ + 11e^-$	Precipitado com $\text{K}_2\text{NaCo}(\text{NO}_2)_6$ filtrado e dissolvido em KMnO_4 ; o excesso de KMnO_4 é retrotitulado
Na	$\text{U}^{6+} + 2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{UO}_2^{2+} + 4\text{H}^+ + 2e^-$	Precipitado como $\text{Na}_2\text{Zn}(\text{UO}_2)_2(\text{OAc})_6$ filtrado, lavado, dissolvido; U é determinado como descrito anteriormente

Agentes Oxidantes Padrões

TABELA 20-6

Algumas Aplicações das Soluções de Iodo

Substância Determinada	Semi-reação
As	$\text{H}_3\text{AsO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{AsO}_4 + 2\text{H}^+ + 2e^-$
Sb	$\text{H}_3\text{SbO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{SbO}_4 + 2\text{H}^+ + 2e^-$
Su	$\text{Sn}^{2+} \rightleftharpoons \text{Sn}^{4+} + 2e^-$
H_2S	$\text{H}_2\text{S} \rightleftharpoons \text{S}(\text{s}) + 2\text{H}^+ + 2e^-$
SO_2	$\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{SO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ + 2e^-$
$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	$2\text{S}_2\text{O}_3^{2-} \rightleftharpoons \text{S}_4\text{O}_6^{2-} + 2e^-$
N_2H_4	$\text{N}_2\text{H}_4 \rightleftharpoons \text{N}_2(\text{g}) + 4\text{H}^+ + 2e^-$
Ácido ascórbico	$\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6 \rightleftharpoons \text{C}_6\text{H}_6\text{O}_6 + 2\text{H}^+ + 2e^-$

Volumetria de Óxido Redução

Resumo:

Como são construídas as curvas de titulação Redox
 Antes do ponto estequiométrico
 No ponto estequiométrico
 Após o ponto estequiométrico

O efeito das diferenças de potenciais no formato das curvas

Os indicadores redox

Oxidantes e redutores auxiliares

Titulantes