

PMT3130
QUÍMICA DOS MATERIAIS APLICADA ÀS ENGENHARIAS CIVIL E AMBIENTAL
Escola Politécnica da USP
APOSTILA DE LABORATÓRIO – 2019

SUMÁRIO

1. Experiência CA1 – Determinação do Potencial de Corrosão do Aço de Armadura em Concreto	3
2. Experiência CA2 – Potencial Redox de Solos e Águas.....	15
3. Experiência CA3 – Determinação de Entalpia de Hidratação.....	24
Princípios elementares de segurança em laboratórios.....	28
ANEXO A – Tabela de potenciais-padrão e pE° na escala padrão de hidrogênio, em ordem alfabética	30
ANEXO B – Tabela de potenciais-padrão e pE° na escala padrão de hidrogênio, ordenados pelo potencial	35

A presente apostila traz a contextualização e aspectos conceituais das experiências de laboratório de PMT3130. Antes das aulas, é necessário ler também os “Roteiros de Laboratório”. No início de cada aula, será aplicada uma provinha baseada principalmente naqueles roteiros.

Docentes:
Augusto Camara Neiva
Antonio Carlos Vieira Coelho
Fernando José Gomes Landgraf

1. Experiência CA1 – Determinação do potencial de corrosão do aço de armadura em concreto

texto de Idalina Vieira Aoki

Objetivo: determinação do potencial de corrosão de aço não revestido, embebido em concreto, com o propósito de avaliar o estado (ou atividade) de corrosão do aço de reforço, em estruturas de concreto armado.

Introdução

O concreto é um material composto, constituído por cimento, água, agregado miúdo (areia) e agregado graúdo (pedra ou brita), e ar. Pode também conter adições (cinza volante, pozolanas, sílica ativa etc.) e aditivos químicos com a finalidade de melhorar ou modificar suas propriedades básicas.

Esquemáticamente pode-se indicar que a **pasta** é o cimento misturado com a água, a **argamassa** é a pasta misturada com a areia, e o **concreto** é a argamassa misturada com a pedra ou brita, também chamado concreto simples (concreto sem armaduras).

Concreto simples

A definição para o concreto simples, conforme a Norma Brasileira NBR 6118/03 (item 3.1.2) é: elementos de concreto simples estrutural: *“elementos estruturais elaborados com concreto que não possui qualquer tipo de armadura ou que a possui em quantidade inferior ao mínimo exigido para o concreto armado”*.

Concreto armado

O concreto é um material que apresenta alta resistência às tensões de compressão, porém, apresenta baixa resistência à tração, em torno de 10 % da sua resistência à compressão. Assim sendo, é imperiosa a necessidade de juntar ao concreto um material com alta resistência à tração (o aço), com o objetivo deste material, disposto convenientemente, resistir às tensões de tração.

Com esse material composto (concreto e aço), surge então o chamado “concreto armado”, em que as barras da armadura absorvem ou resistem às tensões de tração e o concreto resiste às tensões de compressão, no que pode ser auxiliado também por barras de aço.

No entanto, o conceito de concreto armado envolve ainda o fenômeno da aderência, que é essencial e deve obrigatoriamente existir entre o concreto e a armadura, pois não basta apenas juntar os dois materiais para se ter o concreto armado. Para a existência do concreto armado é imprescindível que haja real solidariedade entre ambos o concreto e o aço, e que o trabalho seja realizado de forma conjunta.

Em resumo, pode-se definir o concreto armado como *“a união do concreto simples e de um material resistente à tração (envolvido pelo concreto) de tal modo que ambos resistam solidariamente aos esforços solicitantes”*.

A NBR 6118/03 (item 3.1.3) define:

Elementos de concreto armado: *“aqueles cujo comportamento estrutural depende da aderência entre concreto e armadura e nos quais **não** se aplicam alongamentos iniciais das armaduras antes da materialização dessa aderência”*.

Mecanismos de deterioração do concreto

Os principais mecanismos de deterioração do concreto são (NBR 6118/03, item 6.3.2):

- a) lixiviação: por ação de águas puras, carbônicas agressivas ou ácidas que dissolvem e carregam os compostos hidratados da pasta de cimento causando diminuição do pH;
- b) expansão por ação de águas e solos que contenham ou estejam contaminados com sulfatos (processo chamado de sulfatação), dando origem a reações expansivas e deletérias com a pasta de cimento hidratado;

- c) expansão por ação das reações entre os álcalis do cimento e certos agregados reativos;
- d) reações deletérias superficiais de certos agregados decorrentes de transformações de produtos ferruginosos presentes na sua constituição mineralógica.

Mecanismos de deterioração da armadura

Os principais mecanismos de deterioração da armadura são (NBR 6118/03, item 6.3.3):

a) despassivação do aço por carbonatação, ou seja, por ação do gás carbônico da atmosfera;

b) despassivação do aço por elevado teor de íon cloreto.

A carbonatação é um fenômeno que ocorre devido às reações químicas entre o gás carbônico presente na atmosfera, que penetra nos poros do concreto, e o hidróxido de cálcio e outros constituintes provenientes da hidratação do cimento. A carbonatação inicia-se na superfície da peça e avança progressivamente para o interior do concreto, ocasionando a diminuição da alta alcalinidade do concreto, de pH próximo a 12,5-13,0, para valores próximos a 8,0-8,5. Esse fenômeno pode ser detectado usando o indicador fenolftaleína: onde ele mudar a cor para rosa, ainda está alcalino, se ele permanecer incolor é porque o pH está abaixo de 8,5.

A alta alcalinidade do concreto origina a formação de um filme passivante de óxidos, insolúvel e aderente à superfície das barras de armadura existentes no interior das peças de concreto armado, que protege a armadura contra a corrosão. O aço se diz passivado ou passivo e apresenta, nessa condição, grande resistência à corrosão.

A frente de carbonatação, ao atingir a armadura, destrói o filme protetor, possibilitando o início da corrosão da armadura, que ocorre com expansão de volume e leva ao surgimento de fissuras, descolamento do concreto de revestimento aderente à armadura, e principalmente a redução da área de armadura. A corrosão exige a execução de reparos nas peças, com sérios prejuízos financeiros aos proprietários.

A espessura do revestimento de concreto é o principal fator para a proteção das armaduras, ao se interpor entre o meio agressivo e a armadura, evitando que a frente de carbonatação alcance as armaduras.

A corrosão tem, como consequência, uma diminuição da seção de armadura e fissuração do concreto. As fissuras ocorrem porque os produtos da corrosão ocupam espaço maior que o aço original. Eventualmente, podem surgir manchas avermelhadas produzidas pelos óxidos de ferro formados com o produto da corrosão do aço usado como reforço.

Agressividade do ambiente

“A agressividade do meio ambiente está relacionada às ações físicas e químicas que atuam sobre as estruturas de concreto, independentemente das ações mecânicas, das variações volumétricas de origem térmica, da retração hidráulica e outras previstas no dimensionamento das estruturas de concreto” (NBR 6118/03, item 6.4.1).”

Nos projetos das estruturas correntes a agressividade ambiental deve ser classificada de acordo com o apresentado na Tabela 1, e pode ser avaliada segundo as condições de exposição da estrutura ou de suas partes.

Tabela 1 – Classes de agressividade ambiental (NBR 6118/03).

Classe de agressividade ambiental	Agressividade	Classificação geral do tipo de ambiente para efeito de projeto	Risco de deterioração da estrutura
I	Fraca	Rural	Insignificante
		Submersa	
II	Moderada	Urbana ^{1), 2)}	Pequeno
III	Forte	Marinha ¹⁾	Grande
		Industrial ^{1), 2)}	
IV	Muito forte	Industrial ^{1), 3)}	Elevado
		Respingos de maré	

NOTAS: 1) Pode-se admitir um micro-clima com classe de agressividade um nível mais branda para ambientes internos secos (salas, dormitórios, banheiros, cozinhas e áreas de serviço de apartamentos residenciais e conjuntos comerciais ou ambientes com concreto revestido com argamassa e pintura).
 2) Pode-se admitir uma classe de agressividade um nível mais branda em: obras em regiões de clima seco, com umidade relativa do ar menor ou igual a 65%, partes da estrutura protegidas de chuva em ambientes predominantemente secos, ou regiões onde chove raramente.
 3) Ambientes quimicamente agressivos, tanques industriais, galvanoplastia, branqueamento em indústrias de celulose e papel, armazéns de fertilizantes, indústrias químicas.

Segundo a NBR 6118/03 (item 7.4.1), a “**durabilidade das estruturas é altamente dependente das características do concreto e da espessura e qualidade do concreto do cobrimento da armadura.**”

Devido à existência de uma forte correspondência entre a durabilidade dos concretos e a sua relação água/cimento e resistência à compressão, os requisitos mínimos indicados na Tabela 2 para a relação a/c e a resistência do concreto devem ser obedecidos na escolha do concreto da obra.

Tabela 2 – Correspondência entre classe de agressividade do ambiente e qualidade do concreto armado (NBR 6118/03).

Concreto	Classe de agressividade do ambiente			
	I	II	III	IV
Relação água/cimento em massa	≤ 0,65	≤ 0,60	≤ 0,55	≤ 0,45
Classe de concreto (NBR 8953)	≥ C20	≥ C25	≥ C30	≥ C40

Obs: A classe de concreto está relacionada à sua resistência característica à compressão. Por exemplo: C20 = resistência característica à compressão de 20 MPa.

Espessura do cobrimento da armadura

Define-se como cobrimento de armadura a espessura da camada de concreto responsável pela proteção da armadura ao longo da estrutura. Essa camada se inicia a partir da superfície da armadura embebida até a parede externa de concreto em contato com o meio externo. O projeto deve considerar o cobrimento nominal (c) que é o cobrimento mínimo acrescido da tolerância de execução (Δc).

$$c = c_{\min} + \Delta c$$

Nas obras, em geral, o valor de Δc é sempre igual ou maior que 10mm.

A Tabela 3 apresenta os valores de cobrimento nominal para diferentes classes de agressividade ambiental.

Tabela 3 – Correspondência entre classe de agressividade ambiental e cobrimento nominal para $\Delta c = 10$ mm (NBR 6118/03).

Tipo de estrutura	Componente ou Elemento	Classe de agressividade ambiental			
		I	II	III	IV ²⁾
		Cobrimento nominal (mm)			
Concreto Armado	Laje ¹⁾	20	25	35	45
	Viga/Pilar	25	30	40	50

Notas: 1) Para a face superior de lajes e vigas que serão revestidas com argamassa de contrapiso, com revestimentos finais secos tipo carpete e madeira, com argamassa de revestimento e acabamento tais como pisos de elevado desempenho, pisos cerâmicos, pisos asfálticos e outros tantos, as exigências desta tabela podem ser substituídas por 7.4.7.5, respeitado um cobrimento nominal ≥ 15 mm;
 2) Nas faces inferiores de lajes e vigas de reservatórios, estações de tratamento de água e esgoto, condutos de esgoto, canaletas de efluentes e outras obras em ambientes química e intensamente agressivos, a armadura deve ter cobrimento nominal ≥ 45 mm.

Corrosão em estruturas de concreto armado

Certamente, a mais generalizada das patologias do concreto é a corrosão das armaduras, embebidas nele. A corrosão da armadura do concreto ocorre por um mecanismo eletroquímico segundo o qual se forma uma pilha de corrosão em que as regiões anódicas e catódicas estão sobre a barra do metal de reforço e existe contato elétrico entre essas regiões (as barras estão sempre entrelaçadas) e água presente no concreto serve de eletrólito ou condutor iônico. Essas regiões anódicas e catódicas se caracterizam por apresentar potenciais diferentes. Quaisquer diferenças de potencial entre esses pontos podem gerar uma corrente, iniciando o processo de corrosão na área anódica, onde ocorre uma reação de oxidação, e que normalmente compreende a oxidação do metal. Na área catódica ocorre uma reação de redução de uma espécie presente no meio eletrolítico. A Figura 1 mostra um esquema mostrando o surgimento de áreas anódicas e catódicas sobre barras em contato elétrico, dentro de concreto.

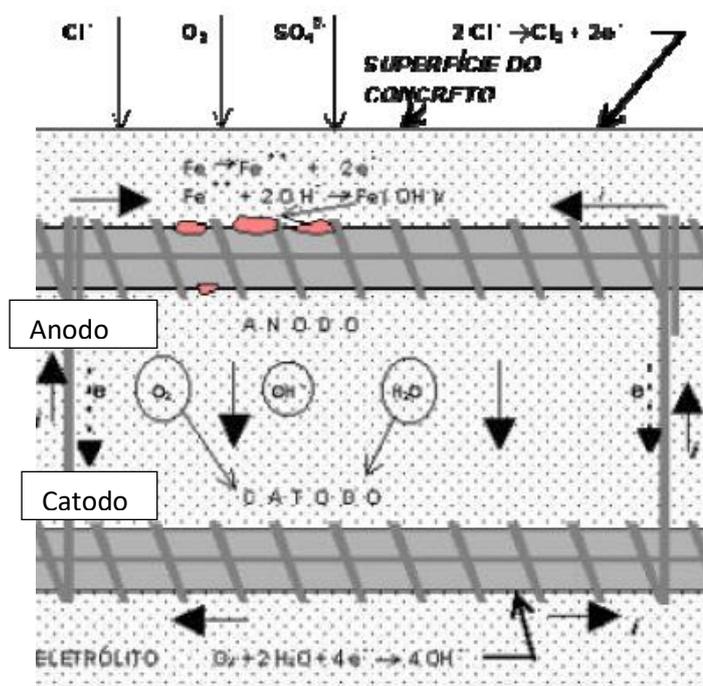
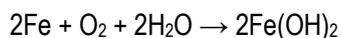


Figura 1 – Esquema mostrando áreas anódicas(anodo) e áreas catódicas (catodo) sobre barras interligadas embebidas em concreto.

oxidação do ferro ocorre na região anódica: $\text{Fe}_{(s)} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2e^-$

redução do oxigênio ocorre numa região catódica: $\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4e^- \rightarrow 4\text{OH}^-$

reação global mostrando a formação de hidróxido ferroso que depois se oxida a férrico:



Sobre uma mesma barra da armadura, podem ser criadas áreas anódicas e catódicas. Nessas áreas ocorrerão as reações anódicas e as catódicas. **Reação anódica:** ocorre nas regiões anódicas da superfície do metal e envolve a oxidação do metal com formação de seus íons nos locais da superfície do metal com característica de potencial mais ativo ou anódico (menos nobre), com valor mais negativo. **Reação catódica:** ocorre nas regiões catódicas da superfície do metal e envolve a redução de íons ou moléculas da solução nas regiões da superfície do metal com características de potencial menos ativo ou catódico (mais nobre), com valor mais positivo.

Assim, a corrosão do aço pode ser representada por uma pilha curto-circuitada e que apresenta o valor de potencial misto ou equipotencial relativo ao curto-circuitamento e nesse ponto a velocidade das reações anódicas se iguala à velocidade das reações catódicas, no chamado **potencial de corrosão** (no concreto o eletrólito é a solução presente nos poros do concreto e que possui pH em torno de 12,0 a 12,5).

Potencial de equilíbrio

Na eletroquímica, todos os eletrodos são caracterizados por um determinado valor de potencial elétrico de equilíbrio (E_{eq} , geralmente fornecido em Volts), no qual as velocidades das reações de oxidação e de redução do par são iguais. Assim, genericamente, se considerarmos um metal (M) imerso em uma solução de seus próprios íons (M^{2+}) formando um eletrodo:



O potencial desenvolvido neste eletrodo é denominado de **potencial de equilíbrio** e ele é caracterizado pela **existência de uma só espécie química (no caso, o metal M) que sofre as reações de redução e de oxidação** na interface, as quais **ocorrem com a mesma velocidade**. Não há corrente líquida atravessando o eletrodo, quando este está em equilíbrio.

O valor do potencial de equilíbrio assumido por uma determinada reação de eletrodo depende da temperatura, tipo e concentração de íons metálicos na solução. Nas condições padrão, esse potencial é calculado pela expressão a seguir e esses são os valores que aparecem na série eletroquímica:

$$\Delta G^0 = -nFE^0$$

Para corrigir esse valor para condições distintas das condições padrão, se utiliza a **equação de Nernst**:

$$E_{\text{eq}} = E^0 + \frac{RT}{nF} \ln \frac{[\text{Oxi}]^a}{[\text{Red}]^b}$$

OBSERVAÇÃO: Na eletroquímica moderna, quando nos referimos ao potencial de uma reação redox num eletrodo, estamos falando do potencial de redução, ou seja da tendência a ganhar elétrons. Note que na série eletroquímica, as reações de eletrodo são sempre escritas na direção da reação de redução. Assim, neste texto e durante todo o curso, todas as vezes que nos referimos a potencial de uma reação de eletrodo, estaremos falando do potencial de redução. Isto foi estabelecido pela IUPAC (International Union for Pure and Applied Chemistry) em 1957.

Potencial de corrosão

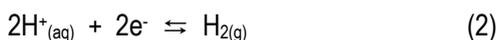
a) Introdução teórica

A associação de um condutor eletrônico (geralmente um metal) com um condutor eletrolítico (mais comumente uma solução contendo íons dissolvidos) **constitui um eletrodo**. Se um par de eletrodos, conectados por intermédio de um condutor metálico externo e separados espacialmente, for imerso em uma solução eletrolítica, será formada uma célula eletroquímica. Se na célula em questão ocorrerem reações eletroquímicas espontâneas, a mesma poderá ser usada para produzir energia elétrica a partir da energia liberada pelas transformações físicas e/ou químicas que ocorrem na superfície do eletrodo. Neste caso o conjunto é denominado célula galvânica ou pilha.

Por outro lado, se o sistema descrito no parágrafo anterior necessitar de um fornecimento de energia externa para que ocorram reações eletroquímicas na superfície do eletrodo o conjunto será denominado de célula eletrolítica. Nas células eletrolíticas as reações não são espontâneas.

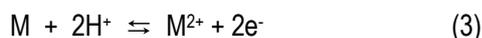
De uma maneira genérica e simplificada, podemos dizer que o potencial de um eletrodo está diretamente ligado à facilidade de ocorrência da reação de redução, ou seja, quanto maior o potencial de uma reação de eletrodo maior será a tendência da espécie oxidada se reduzir.

Suponha que tomemos um metal (M) qualquer e o coloquemos em uma solução contendo íons (H^+). A reação de oxirredução do eletrodo M^{2+}/M é representada pela equação (1), enquanto a reação de oxirredução do par H^+/H_2 é a seguinte:



Se o potencial de equilíbrio da reação (2) for maior que o potencial de equilíbrio da reação (1), quando o metal (M) for imerso na solução contendo íons hidrogênio, estes últimos buscarão elétrons na superfície do metal, transformando-se em H_2 , enquanto o metal perderá elétrons transformando-se em íons metálicos que vão para a solução.

A reação global do processo é representada pela equação (3), que é a soma das semi-reações (1) e (2), com a primeira sendo escrita no sentido inverso:



Ambas as reações descritas no parágrafo acima ocorrem sobre a superfície do metal, e a velocidade de dissolução (oxidação) do metal tem de ser exatamente igual à velocidade de redução do íon hidrogênio, de maneira a manter a eletroneutralidade do sistema como um todo. Trata-se de um estado estacionário, pois temos o envolvimento de duas espécies: metal M e o cátion H^+ .

Em função da ocorrência de ambas as reações de oxirredução na superfície do metal (sobre o metal há regiões com características anódicas e outras com características catódicas), este assumirá um potencial intermediário cujo valor estará situado entre o potencial de equilíbrio (E_{eq}) do par M^{2+}/M (Eq. 1) e o potencial de equilíbrio da reação de redução do hidrogênio (Eq. 2). Este potencial representará o potencial misto ou equipotencial da superfície do metal, pois essa pilha de corrosão está curtcircuitada. Esse potencial também é denominado de POTENCIAL DE CORROSÃO DO METAL NO REFERIDO MEIO, pois o metal é oxidado ou dissolvido às custas da redução do cátion H^+ do meio gerando gás hidrogênio sobre a superfície do metal.

Nessa situação de equivalência dos processos anódico e catódico (ambos ocorrem com igual velocidade) o potencial do metal não é mais o de equilíbrio, pois, por definição, este exige velocidades iguais de reações anódicas e catódicas para uma só espécie, tal como representado nas equações (1) e (2). Assim, os milhares de microanodos e de microcatodos da superfície do metal estarão curtcircuitados e, portanto, no mesmo potencial que é o potencial de corrosão (E_{corr}).

Os microcatodos e microanodos se originam em pequenas diferenças microestruturais existentes na superfície do metal. No próprio metal existem regiões mais nobres (ávidas por elétrons) que outras, e estas últimas são obrigadas a enviar elétrons para a primeira. Os íons H^+ da solução irão buscar os elétrons para se reduzir sobre estas regiões mais nobres causando a corrosão do metal nas regiões menos nobres.

Na Figura 2, as curvas de polarização são obtidas experimentalmente e estão associadas às equações cinéticas que regem as reações de oxirredução envolvidas no processo. O potencial de corrosão corresponde ao único ponto de interseção entre as duas curvas, e no mesmo temos velocidades iguais para as reações de oxidação e de redução. A velocidade é representada por i_{corr} , densidade de corrente de corrosão.

b) Definição

O potencial de corrosão, que também é chamado de potencial misto, ou equipotencial, potencial de estado estacionário, ou ainda de potencial de circuito aberto, corresponde ao potencial em que a reação catódica (redução) de uma espécie do meio tem praticamente a mesma velocidade da reação anódica de dissolução do metal (oxidação).

No potencial de corrosão o metal está afastado do seu potencial de equilíbrio, pois este foi polarizado anodicamente, apresentando potencial mais positivo que o do equilíbrio. Já a reação catódica (para o caso em questão a reação de evolução do H_2) terá seu potencial diminuído em relação ao seu valor de equilíbrio, e dizemos que a mesma estará polarizada catodicamente.

O potencial de corrosão de um metal em um determinado meio varia com a concentração dos íons em solução (tanto de Me^{2+} como H^+), temperatura, grau de agitação da solução, presença de películas na superfície do metal (passivação), presença de espécies agressivas na solução etc.

Se um metal corroi em um determinado meio, o potencial de corrosão (medido na prática) será sempre maior do que o potencial de equilíbrio deste mesmo metal (obtido nas tabelas). O metal é dito polarizado anodicamente.

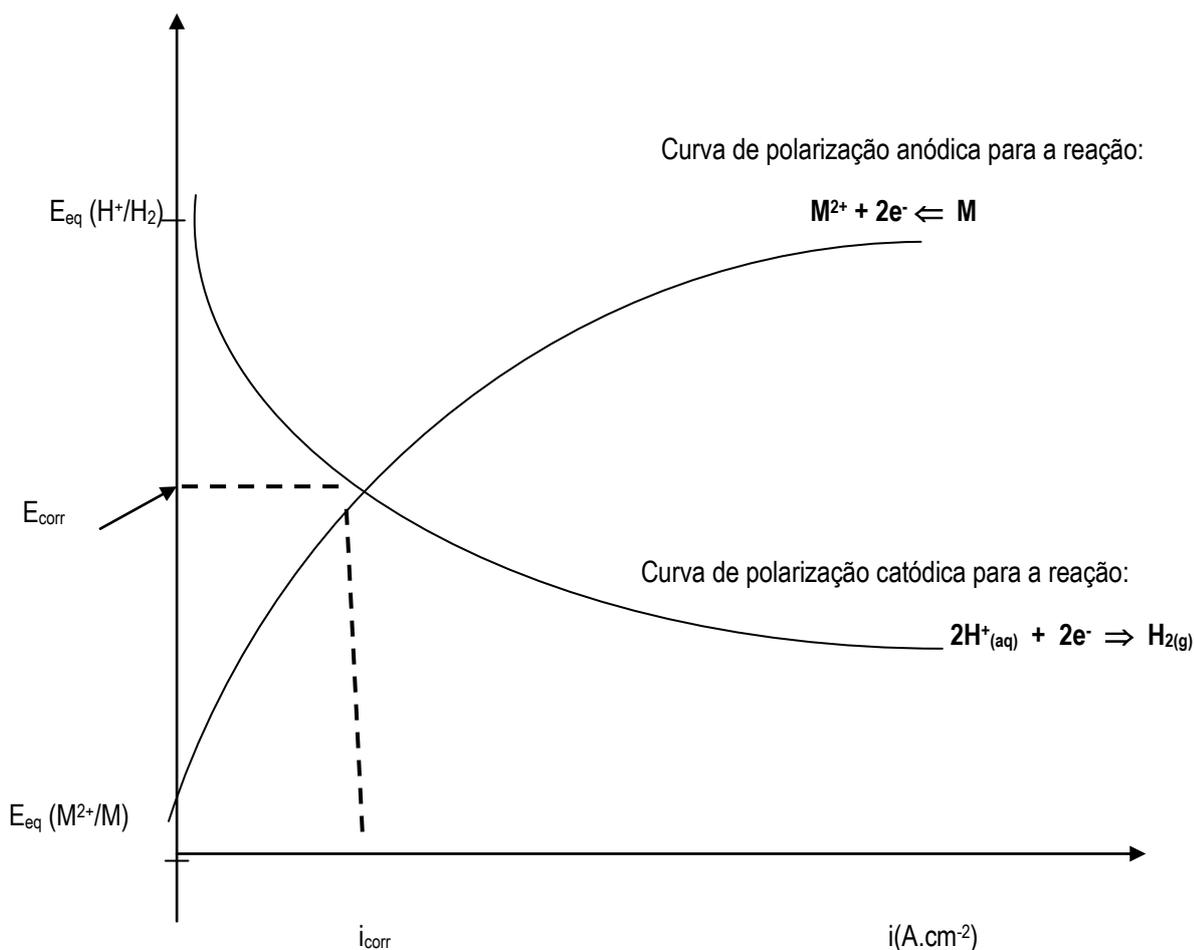


Figura 2 – Curvas de polarização para os pares M^{2+}/M e H^+/H_2 mostrando o potencial de corrosão. Ponto de interseção entre as duas curvas.

Ao se levantar a curva de polarização anódica para estes metais ou ligas passiváveis, obtém-se a Figura 3:

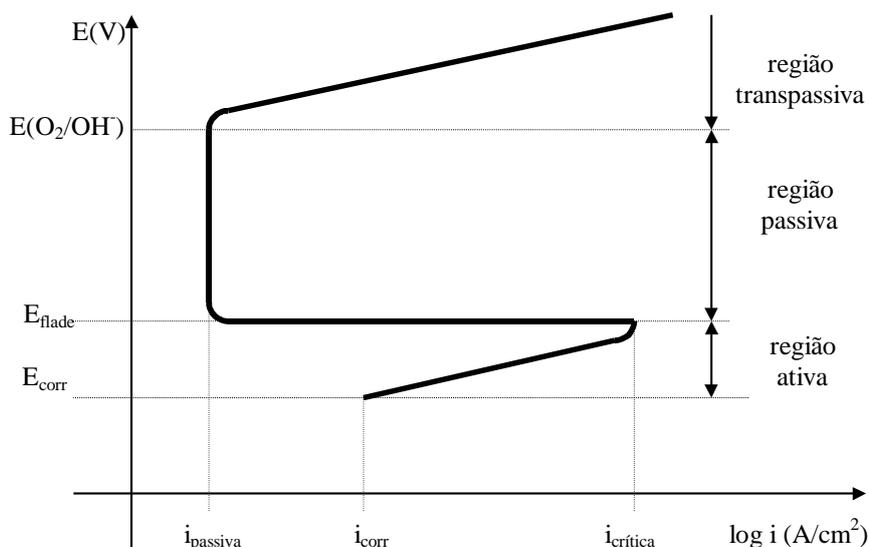


Figura 3 - Curva de polarização anódica para metal passivável num dado meio.

A partir do potencial estacionário ou potencial de corrosão natural, nota-se que para valores crescentes de potencial, obtém-se valores crescentes de corrente de dissolução até que se atinge um valor máximo de corrente de dissolução, chamada corrente crítica de passivação ($i_{crítica}$).

A esta região de potenciais denomina-se região ativa, pois nela o metal corrói, agindo como ânodo solúvel. Após atingido o valor crítico de corrente de dissolução, verifica-se que para potenciais mais positivos há um decréscimo significativo na corrente de dissolução, até que se atinge um valor mínimo de corrente, denominada corrente passiva ou de passivação (i_p). O potencial no qual se tem a corrente mínima de dissolução é chamado de potencial de passivação ou potencial de Flade. Vale notar que ao se levantar a curva no sentido catódico, o potencial de ativação do metal diferirá em ± 30 mV do potencial de passivação. Assim, se o metal passa do estado ativo para o estado passivo (varredura anódica) o potencial é chamado de potencial de passivação; se o metal passa do estado passivo para o ativo (varredura catódica), o potencial é chamado de potencial de ativação.

Para potenciais mais positivos que o potencial de passivação, verifica-se que a corrente passiva se mantém, praticamente constante, e essa região de potenciais é denominada de região passiva.

Se o potencial de corrosão ou de circuito aberto for medido ao longo de uma estrutura de concreto armado, o valor lido revelará o estado de corrosão, ou não, da armadura. A Figura 4 está ilustrando uma situação em que se monitora o potencial de uma tubulação de aço em parte recoberta por concreto e parte sem o revestimento de concreto. Os valores de potencial revelam como está o estado da tubulação metálica em termos de ocorrência de corrosão.

Se o valor do potencial for igual ou maior que $-0,20V \times CSC$ (eletrodo de referência cobre/ sulfato de cobre) há uma probabilidade maior que 90% de que o aço não esteja corroendo quando a medida foi feita (ASTM C876-2009). Se o valor de potencial estiver entre $-0,35V$ e $-0,20V \times CSC$ significa que não se pode afirmar nada sobre o estado de corrosão do aço de armadura. Se o valor estiver mais negativo que $-0,35V \times CSC$, há 90% de probabilidade de que o aço da armadura esteja corroendo ou corroído quando da realização da medida.

A corrosão tem, como consequência, uma diminuição da seção de armadura e fissuração do concreto.

Eventualmente, podem surgir manchas avermelhadas produzidas pelos óxidos de ferro. As fissuras ocorrem porque os produtos da corrosão ocupam espaço maior que o aço original.

As causas são variadas, entre as quais destacam-se :

- Insuficiência ou má qualidade do concreto do recobrimento da armadura para evitar a carbonatação;
- Presença de cloretos.

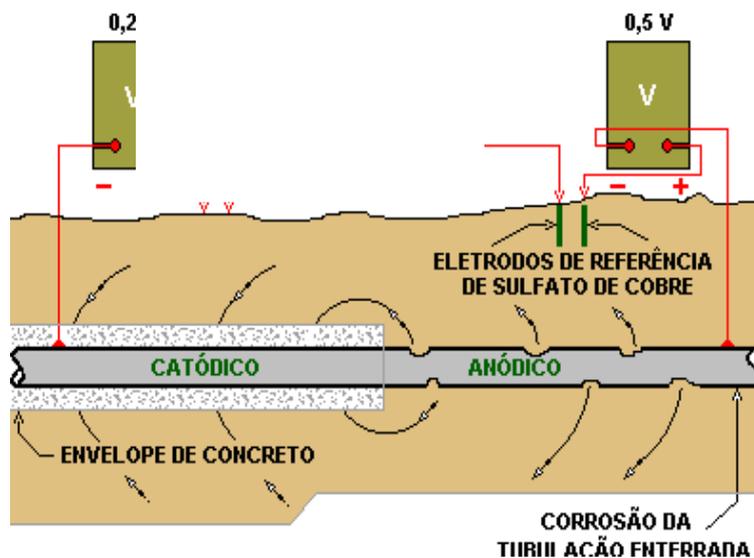
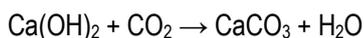


Figura 4 - Esquema mostrando a medida de potencial de um tubo de aço enterrado sendo que parte dele está revestida por concreto.

Corrosão da armadura provocada por carbonatação do concreto

O cimento hidratado possui um pH de aproximadamente 12,5. Este pH protege o aço contra a corrosão porque se forma uma camada de óxido protetora num processo chamado de passivação. Porém, o hidróxido de cálcio de concreto reage com o gás carbônico da atmosfera, conforme a equação 1 reduzindo para 9 o pH da massa do concreto, tornando possível a corrosão da armadura. A carbonatação é um processo físico-químico, que reduz o pH a menos de 9, possibilitando a despassivação do aço.

O dióxido de carbono CO_2 existente no ar pode-se combinar com o Ca(OH)_2 , formando carbonato de cálcio CaCO_3 , conforme a reação:



O tempo que a carbonatação leva para atingir a profundidade onde se encontra o aço depende, mantidas todas as demais condições constantes, da espessura do recobrimento e de sua permeabilidade. Esta pode ser associada à resistência mecânica do concreto (que depende do fator água/cimento) e ao grau de compactação.

Dobrando a espessura do recobrimento, multiplica-se por quatro o período de tempo que a carbonatação levará para atingir a armadura.

O crescimento do fator água/cimento provoca uma elevação exponencial na velocidade de carbonatação do concreto. A profundidade de carbonatação de concretos com mesma idade, feitos com fator água/cimento 0,5, podem ser 1/3 da observada em concretos com fator água/cimento 0,8.

A velocidade de carbonatação depende também da umidade relativa do ar. Umidades relativas em torno de 60 a 80% favorecem em muito a carbonatação.

Assim, para concretos expostos ao meio externo em ambientes normais, recomenda-se o recobrimento de 35 mm, enquanto que a NBR 6118 especifica um magro recobrimento de 20 mm, que muitas vezes é desrespeitado.

A profundidade de carbonatação pode ser medida aspergindo-se sobre a superfície de concreto, imediatamente após a fratura, um indicador de pH chamado fenolftaleína, que deve ser diluída na proporção 1g de fenolftaleína : 50 g de álcool : 50 g de água.

A localização das armaduras, bem como uma estimativa da espessura do recobrimento, pode ser obtida através de um instrumento chamado pacômetro. Alternativamente, pode ser realizado ensaio destrutivo, utilizando talhadeiras ou furadeiras convencionais.

Corrosão por Cloretos

Os cloretos são integrantes dos aceleradores de pega e endurecimento mais comuns, baseados em CaCl_2 e podem estar presentes também na água de amassamento e, eventualmente, nos agregados. Em regiões próximas ao mar ou em atmosferas industriais, só cloretos penetram no concreto durante a fase de uso.

A experiência indica que teores de cloretos (Cl^-) tão baixos quanto 0,3% do peso do cimento implicam em riscos de corrosão em concretos ainda não carbonatados, pois este destrói a camada passiva protetora da armadura proporcionada pelo elevado pH do concreto. A NBR 6118 limita o teor de cloretos presentes na água de amassamento do concreto a 500mg/L e a bibliografia internacional é controversa sobre o limite.

Em concreto armado, sempre que for necessário usar cloretos, é recomendável diminuir o fator água/cimento e aumentar tanto a espessura como a qualidade do recobrimento da armadura. O teor de cloretos pode ser facilmente avaliado através de ensaio específico realizado em amostras representativas.

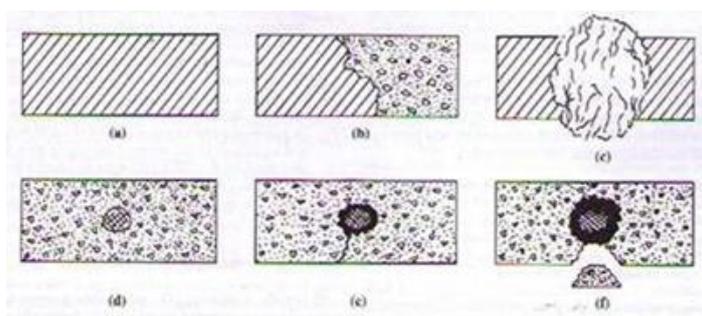


Figura 5 - Esquemática de deterioração em concreto e no concreto com uma barra de aço (GENTIL, 2007).

Na Figura 5, admite-se que em “(a)” o concreto apresenta-se em bom estado, em “(b)” ocorre deterioração superficial, já em “(c)” a deterioração tem características expansivas. Em “(d)” admite-se que a armadura não apresenta corrosão. O item “(e)” ilustra uma trinca. Em (f), há continuidade da corrosão na armadura, com formação de óxido de ferro, e aumento de pressão, acarretando em desagregação do concreto.

A corrosão das armaduras por fenômenos eletroquímicos pode produzir duas manifestações patológicas no concreto armado: a desagregação do concreto de cobertura e a diminuição da seção resistente da armadura, exemplificados na Figura 3. Isso ocorre porque os produtos de corrosão da armadura se expandem ao mesmo tempo em que o metal é consumido.

Parte experimental

Você receberá alguns corpos de prova de aço CA50 (aço com resistência característica de escoamento de 500 Mpa e superfície nervurada) embutido em concreto preparado com diferentes teores de água/cimento e que foram expostos, ou não, a meios agressivos.

Materiais e Reagentes

- Eletrodo de referência de cobre / sulfato de cobre;
- Voltímetro;
- Solução de contato iônico (água e tensoativo);
- Amostras de concreto com corpo de prova de aço embutido.

Medida

Para iniciar a medida, deve-se garantir uma junção iônica: o uso de um eletrólito e tensoativos para fornecer uma baixa resistência elétrica entre a superfície do concreto e o eletrodo de referência. Para tal, utiliza-se uma esponja pré-umedecida com uma solução de contato de baixa resistividade.

A esponja deverá ser dobrada e encaixada na ponta do eletrodo de referência de modo que ele forneça uma continuidade elétrica entre o plug poroso e o concreto. A área de contato mínima da junção do dispositivo eletroquímico deve ser o equivalente a no mínimo um círculo com 3 vezes o diâmetro nominal do agregado graúdo presente (no nosso caso é pedrisco) no concreto e no máximo de 16 pol^2 (mínimo de 1 cm^2 e máximo de 100 cm^2).

Solução de contato: Esta solução é composta de uma mistura de 9,5 mL de agente umectante comercial ou um detergente comum misturado com 1,9 L de água.

Conexão elétrica do eletrodo de referência: ligar a extremidade externa do aço embutido no concreto no polo positivo do voltímetro e o eletrodo de referência ao terminal negativo do voltímetro (Figura 6).

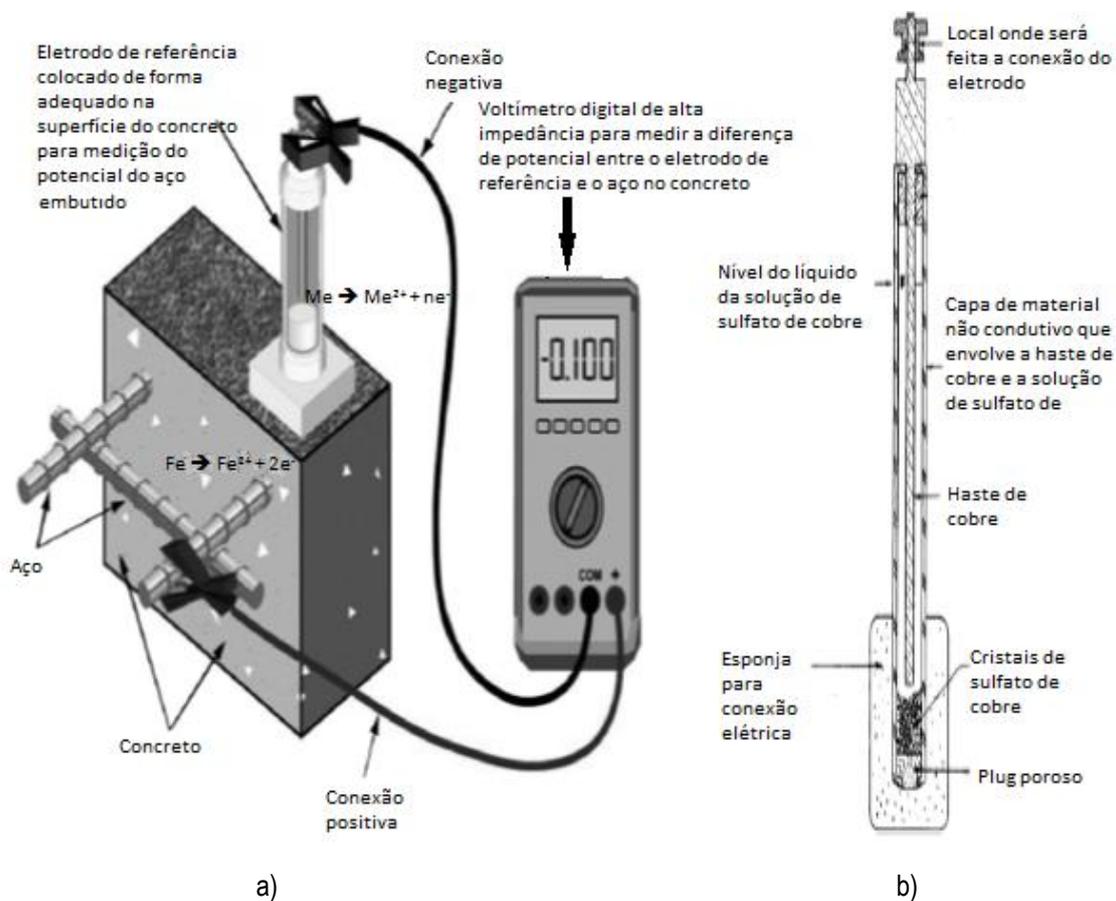


Figura 6 - Esquema da medida do potencial de corrosão do aço de reforço em concreto armado (a) e detalhes de construção do eletrodo de referência de cobre/sulfato de cobre (CSC) (b).

Serão medidos os potenciais de corrosão de diferentes corpos de prova de aço embutido em concreto feito com diferentes relações água/concreto (0,4 e 0,6). Alguns corpos de prova serão imersos em água contendo cloretos para se avaliar a influência desse contaminante no estado de corrosão do aço em concreto.

Também serão medidos os potenciais de corrosão (em circuito aberto) de barras do aço CA50 imerso em diferentes meios, a saber:

Aço imerso em água de torneira

Aço imerso em solução 3% de NaCl

Aço imerso em solução de Ca(OH)_2 pH=12,5

Aço imerso em solução de Ca(OH)_2 pH=12,5 contendo 3% de NaCl

Aço imerso em solução de Ca(OH)_2 pH=8,0

Aço imerso em solução de Ca(OH)_2 pH=8,0 contendo 3% de NaCl

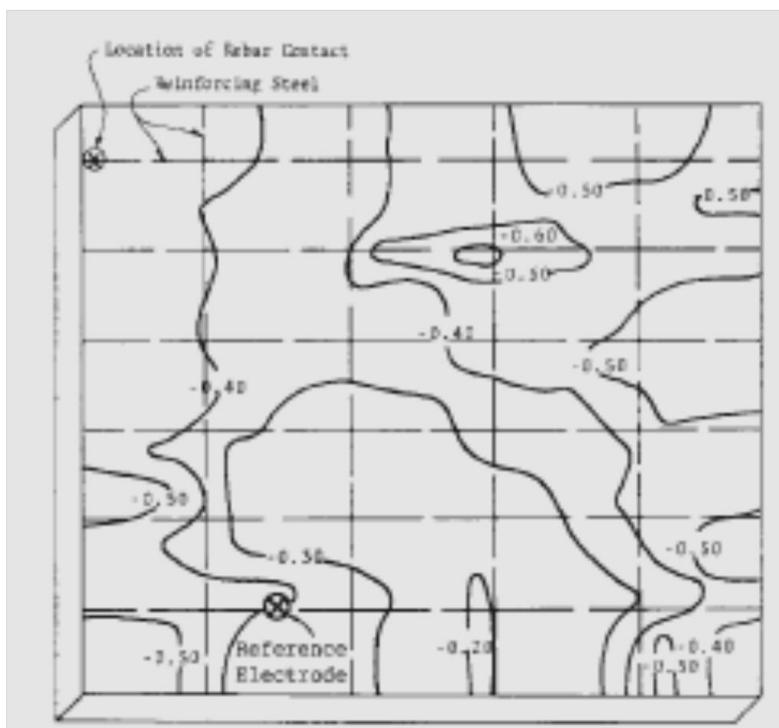


Figura 7 – Mapa com os contornos de linhas de equipotenciais.

Com os dados obtidos faça uma tabela com as condições e tipo de amostra avaliada e o resultado de potencial de corrosão expresso em mV contra o eletrodo de CSC. Para cada caso, concluir sobre o estado de corrosão do aço embutido nas amostra de concreto, levando em conta os valores que aparecem na norma ASTM C876. Caso se tenha uma peça de concreto com várias barras de aço entrelaçadas, como nas estruturas reais de concreto armado, deve-se apresentar um mapa (Figura 7) com linhas de equipotenciais, como previsto na norma ASTM C876.

Estabelecer comparação entre os valores medidos de potencial de corrosão do aço embebido em concreto e os valores encontrados para aço imerso nas diferentes soluções e concluir sobre a influência da relação água cimento e sobre a presença de cloretos. Qual das soluções simula a situação de concreto carbonatado? Por que ocorre corrosão? Que tipo de corrosão ocorre no aço em presença de cloretos, generalizada ou localizada?

Bibliografia

1. Bastos, P. S. S. Fundamentos do concreto armado. Notas de Aula da disciplina Sistemas Estruturais I na Unesp – Bauru –SP - Depto Eng. Civil.
2. ASTM C876 – 2009 - Standard Test Method for Corrosion Potentials of Uncoated Reinforcing Steel in Concrete.
3. NBR 6118 – 2003 -Projeto de estruturas de concreto – Procedimento.
4. Gentil, V. Corrosão. 5ª. Edição. Editora LTC, 2007.

2. Experiência CA2 – Potencial Redox de Solos e Águas

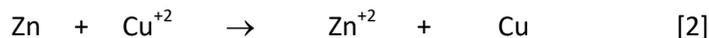
texto de Augusto Camara Neiva

2.1 Reações redox – importância

Reações redox são reações que envolvem a transferência de elétrons. Por exemplo, a reação em que o Cu^{+2} do sulfato de cobre oxida zinco metálico ao receber seus dois elétrons da camada mais externa:



ou, se considerarmos os sulfatos como dissociados:



Reações de oxidação-redução são muito importantes em sistemas de solos úmidos e águas naturais. Todos os organismos aquáticos obtêm sua energia para os processos metabólicos de reações redox. O nitrogênio, um dos principais elementos nos ambientes terrestres e aquáticos, circula entre diferentes compostos através de reações redox catalisadas microbialmente.² O movimento de muitos outros elementos também envolvem reações redox. Assim, por exemplo, elas podem ser importantes na alteração da mobilidade e toxicidade de contaminantes inorgânicos e orgânicos. O oxigênio é um importante receptor de elétrons. Em solos saturados, contudo, o oxigênio é rapidamente esgotado e os micróbios devem utilizar a próximo receptor de elétrons mais favorável. Sob estas condições, óxidos de manganês e de ferro são reduzidos a Mn^{2+} e Fe^{2+} . Com o esgotamento destes, os sulfatos são reduzidos a sulfeto. Como a solubilidade de sulfetos de metais pesados é baixa, estes se precipitam. Estes processos são importantes para a modificação do estado de oxidação de cromo, arsênio, cobalto, cobre, níquel e chumbo. A degradação de contaminantes orgânicos, igualmente, pode ocorrer naturalmente por meio de reações redox.

Assim, por exemplo, as seguintes reações de oxidação inorgânica consumirão oxigênio dissolvido em águas subterrâneas [ref. 1]:

- Oxidação de sulfetos: $2\text{O}_2 + \text{HS}^- = \text{SO}_4^{2-} + \text{H}^+$
- Oxidação de ferro: $\text{O}_2 + 4\text{Fe}^{2+} + 4\text{H}^+ = 4\text{Fe}^{3+} + 2\text{H}_2\text{O}$
- Nitrificação: $2\text{O}_2 + \text{NH}_4^+ = \text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ + \text{H}_2\text{O}$
- Oxidação de manganês II: $\text{O}_2 + 2\text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{MnO}_2 + 4\text{H}^+$
- Oxidação de sulfeto de ferro: $15\text{O}_2 + 4\text{FeS}_2 + 14\text{H}_2\text{O} = 4\text{Fe(OH)}_3 + 8\text{SO}_4^{2-} + 16\text{H}^+$

Por outro lado, as seguintes reações irão consumir matéria orgânica em águas subterrâneas:

- Degradação aeróbica: $\text{CH}_2\text{O} + \text{O}_2 = \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- Denitrificação: $3\text{CH}_2\text{O} + 4\text{NO}_3^- = 2\text{N}_2 + 3\text{HCO}_3^- + \text{H}^+ + 2\text{H}_2\text{O}$
- Redução de manganês IV: $\text{CH}_2\text{O} + 2\text{MnO}_2 + 3\text{H}^+ = 2\text{Mn}^{2+} + \text{HCO}_3^- + 2\text{H}_2\text{O}$
- Redução de ferro férrico: $\text{CH}_2\text{O} + 4\text{Fe(OH)}_3 + 7\text{H}^+ = 4\text{Fe}^{2+} + \text{HCO}_3^- + 10\text{H}_2\text{O}$
- Redução de sulfato: $2\text{CH}_2\text{O} + \text{SO}_4^{2-} = \text{HS}^- + \text{HCO}_3^- + \text{H}^+$
- Fermentação de metano: $2\text{CH}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = \text{CH}_4 + \text{HCO}_3^- + \text{H}^+$

¹ Neste exemplo, os íons sulfato não sofrem qualquer transformação.

² O único processo não-redox em todo o ciclo do nitrogênio é a integração da amônia na matéria orgânica e sua liberação.

$$\Delta G_{\text{reductor}} \leq \Delta G_{\text{oxidante}} \quad (\text{com ambas as reações expressas como de redução})$$

Como as semi-reações [4] e [5] são eletroquímicas, é usual fazermos esta comparação através do potencial de equilíbrio E (já discutido na Seção 2.1), ou então através do chamado pE, que corresponde ao logaritmo negativo da atividade dos elétrons. As três comparações são absolutamente equivalentes, pois:

$$E = -\Delta G / (z F) \quad [7]$$

$$e \quad pE = -\Delta G / (2,303 z R T) = (E F) / (2,303 R T) \quad [8]$$

onde “z” é o número de elétrons envolvidos na reação.

A grandeza pE é similar ao pH. Ela é dada por $pE = -\log(\text{atividade de elétrons})$, enquanto $pH = -\log(\text{atividade de } H^+)$. Ela é utilizada especialmente em sistemas complexos, onde, além dos equilíbrios redox, há equilíbrios ácido-base, complexações, etc.

Símbolo E_h – O potencial redox frequentemente recebe o símbolo “ E_h ”. Em princípio, seu significado é o mesmo do potencial “E” discutido no Capítulo 3. Entretanto, E_h é necessariamente expresso na escala do eletrodo padrão de hidrogênio (EPH), enquanto E pode ser expresso em diferentes escalas (por exemplo, E_{EPH} , $E_{\text{Ag/AgCl}}$, $E_{\text{calomelano}}$). Veja a discussão sobre eletrodos de referência na Seção 3.3.

Potencial de reação eletroquímica que é combinação de duas reações eletroquímicas

Tomemos, por exemplo, os seguintes equilíbrios eletroquímicos: $Fe = Fe^{2+} + 2e^-$ e $Fe^{3+} + 3e^- = Fe$. A combinação deles corresponde ao equilíbrio entre os íons: $Fe^{2+} + e^- = Fe^{3+}$. Se soubermos os potenciais de equilíbrio dos dois primeiros equilíbrios, podemos calcular o do terceiro? Como o potencial químico é uma propriedade intensiva (assim como o pE), não podemos somá-la. A energia de Gibbs, porém, é uma propriedade extensiva e, portanto, pode ser somada. Assim, basta somar os valores de ΔG destas duas reações, e em seguida calcular E ou pE a partir de ΔG_{soma} . No estado-padrão (que veremos logo adiante), teríamos:

	$E^\circ_{\text{EPH}} \text{ V}$	pE°	$\Delta G^\circ \text{ kJ/mol}$
$Fe = Fe^{2+} + 2e^-$	-0,44	-7,44149	-84,92
$Fe^{3+} + 3e^- = Fe$	-0,037	-0,62	10,62
soma numérica	-0,48	-8,06	-74,31
$Fe^{3+} + e^- = Fe^{2+}$	0,77	13,0226	-74,31

Fica claro, também, que E e pE não mudam de sinal se invertermos a reação, mas ΔG muda. Da mesma forma, por exemplo, o ΔG de $2Fe = 2Fe^{2+} + 4e^-$ será o dobro do ΔG de $Fe = Fe^{2+} + 2e^-$ (entendendo-se o “por mol” como “por mol da reação como descrita”), enquanto E e pE não mudam. É importante assinalar que o valor de ΔG° calculado para uma semi-reação diretamente a partir do potencial E pela equação 7 na verdade é incorreto, pois não leva em conta o ΔG° referente ao eletrodo de referência de hidrogênio. Esta diferença, contudo, se anula ao combinarmos duas semi-reações em uma reação redox, e o resultado final será correto.

2.4 Efeito das concentrações e pressões parciais

Tanto ΔG como E como pE são valores que dependem da disponibilidade das espécies envolvidas (bem como, é claro, da temperatura e pressão). Esta disponibilidade é expressa pela pressão parcial (ou fugacidade), no caso de gases, e pela atividade, no caso de fases condensadas. Os valores de ΔG , E ou pE , em uma dada temperatura e pressão, são expressos por um valor padrão (indicado pelo símbolo “ $^\circ$ ”) ao qual se soma um termo que inclui um quociente de pressões e atividades, Q .

Assim, para a reação: $a A + b B \rightleftharpoons m M + n N$, teremos

$$Q = \frac{(a_M)^m \cdot (a_N)^n}{(a_A)^a \cdot (a_B)^b} \quad \text{onde } (a_i)^i \text{ é a atividade do componente “i”, elevada ao coeficiente estequiométrico “i”}.$$

Os valores de ΔG , E e pE serão:

$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln Q = \Delta G^\circ + (RT/2,303) \log Q \quad [9]$$

$$E_{eq} = E_{eq}^\circ - (RT/zF) \ln Q = E_{eq}^\circ - (RT/2,303 zF) \log Q \quad (\text{equação de Nernst}) \quad [10]$$

$$pE = pE^\circ - (1/z) \log Q \quad [11]$$

onde “ z ” é o número de elétrons envolvidos na reação.

Observe-se que, devido ao logaritmo, apenas variações muito amplas de Q tem efeito significativo sobre ΔG , E e pE . Por este motivo, freqüentemente fazemos previsões aproximadas do sentido de reações tomando como base de comparação apenas os valores-padrão. Mas, em certos casos, estas aproximações podem nos iludir, como mostramos no exemplo da Figura 2.5.

2.5 Sistemas com muitos componentes: quem se reduz e quem se oxida

Quando misturamos dois solos ou dois líquidos diferentes que originalmente tinham potenciais de equilíbrio diferentes, a mistura estará fora do equilíbrio. Para sabermos quais reações redox poderão ocorrer, e em qual direção, é interessante listar todas as espécies presentes e todas as reações de oxidação ou redução de cada espécie, e determinar seus potenciais de equilíbrio (ou energias de Gibbs, ou valores de pE), tal como fizemos para a análise de pilhas, na Seção 2.5.3 (página 86). Serão possíveis as associações de pares de reações eletroquímicas nos quais a reação de redução tenha potencial de equilíbrio maior que o da reação de oxidação. Esta comparação é semelhante à que fizemos com as pilhas, nas quais são possíveis os pares com FEM positiva.³

Pensaremos então em solo úmido homogeneizado contendo água, ar (21% O_2 + 79% N_2), OH^- ($pOH=8$), H^+ ($pH=6$), MnO_2 , Mn^{2+} ($10^{-6}M$), $Fe(OH)_3$, Fe^{2+} ($10^{-6}M$), Fe^{3+} ($10^{-6}M$) e Fe_2O_3 . Para os compostos insolúveis e para O_2 e H_2 formados, assumiremos atividade unitária. Para o O_2 do ar, consideraremos atividade = 0,21. Para os íons, assumiremos atividade igual à concentração. Para calcularmos os potenciais de equilíbrio das diversas reações possíveis, utilizaremos a equação de Nernst:

$$E_{equilíbrio} = E^\circ_{equilíbrio} - (RT/zF) \ln (Q),$$

onde Q é o quociente de atividades. Para a reação $O_2 + 2H_2O + 4e^- \rightarrow 4OH^-$, por exemplo, teríamos, $E^\circ_{equilíbrio} = 0,401$ V. Assim:

$$E_{equilíbrio} = E^\circ_{equilíbrio} - (RT/zF) \ln (Q) = 0,401 - ((8,3147 \cdot 298)/(4 \cdot 96500)) \ln (Q)$$

³ Lembrando sempre que as reações redox são diferentes das pilhas (que tem eletrodos separados no espaço) e que a expressão “FEM” só se aplica às pilhas.

$$Q = (a_{\text{OH}^-})^4 / (p_{\text{O}_2} \cdot a_{\text{H}_2\text{O}}^2) = (10^{-8})^4 / 0,21^1 \cdot 1^2 = 4,8 \cdot 10^{-32}$$

$$E_{\text{equilíbrio}} = 0,401 + 0,463 = 0,864 \text{ V}$$

A Tabela 2.1 apresenta estes cálculos para todas as reações previstas (a reação acima foi indicada como reação 6).

Tabela 2.1 - Aplicação da equação de Nernst para calcular os potenciais das possíveis reações de redução e de oxidação⁴

	reação	E_{EPH}° (V)	atividades do lado reduzido	atividades do lado oxidado	quociente de atividades	z	E_{EPH} (V)
oxidação	1 $4\text{OH}^- \rightarrow \text{O}_{2(\text{formado})} + 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{e}^-$	0,401	10^{-8}	1 e 1	$(10^{-8})^4 / (1^1 (10^{-8})^2)$	4	0,874
	2 $\text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\text{e}^-$	1,23	10^{-6} e 1	1 e 10^{-6}	$((10^{-6})^1 1^2) / (1^1 (10^{-6})^4)$	2	0,698
	3 $\text{Fe}^{2+} + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{H}^+ + \text{e}^-$	1,06	10^{-6} e 1	1 e 10^{-6}	$((10^{-6})^1 1^3) / (1^1 (10^{-6})^3)$	1	0,350
	4 $2\text{Fe}^{2+} + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + 6\text{H}^+ + 2\text{e}^-$	0,728	10^{-6} e 1	1 e 10^{-6}	$((10^{-6})^2 1^3) / (1^1 (10^{-6})^6)$	2	0,019
redução	5 $\text{O}_{2(\text{ar})} + 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{e}^- \rightarrow 4\text{OH}^-$	0,401	10^{-8}	0,21 e 1	$(10^{-8})^4 / (0,21^1 (10^{-8})^2)$	4	0,864
	6 $\text{MnO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	1,23	10^{-6} e 1	1 e 10^{-6}	$((10^{-6})^1 1^2) / (1^1 (10^{-6})^4)$	2	0,698
	7 $\text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{H}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 3\text{H}_2\text{O}$	1,06	10^{-6} e 1	1 e 10^{-6}	$((10^{-6})^1 1^3) / (1^1 (10^{-6})^3)$	1	0,350
	8 $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 6\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Fe}^{2+} + 3\text{H}_2\text{O}$	0,728	10^{-6} e 1	1 e 10^{-6}	$((10^{-6})^2 1^3) / (1^1 (10^{-6})^6)$	2	0,019
	9 $\text{H}^+ + \text{e}^- \rightarrow 0,5 \text{H}_2$	0	1	10^{-6}	$1^{0,5} / (10^{-6})^1$	1	-0,355

iguais

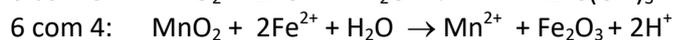
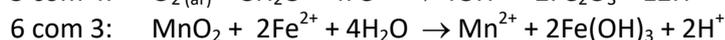
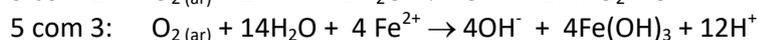
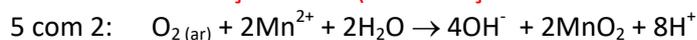
A Tabela 2.2 apresenta as diferenças $E_{\text{redução}} - E_{\text{oxidação}}$ para os 10 pares de reações listadas na Tabela 2.1. Observa-se que sete valores são positivos.

Tabela 2.2 - Diferenças $E_{\text{redução}} - E_{\text{oxidação}}$ nas reações da Tabela 4.1

		$E_{\text{oxidação}}$			
		reação 1	reação 2	reação 3	reação 4
		0,864 V	0,698 V	0,351 V	0,019 V
redução	reação 5 0,874 V	0,010	0,176	0,523	0,855
	reação 6 0,698 V	-0,166	0,000	0,347	0,679
	reação 7 0,351V	-0,513	-0,347	0,000	0,332
	reação 8 0,019 V	-0,845	-0,679	-0,332	0,000
	reação 9 -0,355 V	-1,219	-1,053	-0,705	-0,373

Assim, nas condições estipuladas, são possíveis as seguintes reações:

5 com 1: não é reação redox (a diferença de E se deve às diferentes pressões parciais do O₂)



7 com 4: não é reação redox (é a combinação entre duas reações opostas entre si)

⁴ As atividades adotadas para Fe²⁺ na reação 2, para OH⁻ nas reações 3 e 6, para H⁺ na reação 7, para O₂ nas reações 3 e 7, para metais nas reações 1, 2, 4 e 5 e para a água nas reações 3 e 6 são discutidas na Seção 2.5.3.

2.6 Potencial em função do pH

Um caso importante do efeito da concentração sobre ΔG , E e p_e ocorre quando a reação envolve H^+ ou OH^- (por exemplo, todas as reações eletroquímicas do exemplo anterior). Nestes casos, se mantivermos as demais atividades ou pressões parciais constantes, podemos estabelecer relações entre ΔG , E e p_e com o pH ou com o pOH (que, por sua vez, é função de pH). Já demos um exemplo disto na Seção 2.6.3, para a reação



Para esta reação, vimos que

$$E_{\text{equilíbrio}} = E^{\circ}_{\text{equilíbrio}} - (RT/2F) \ln ((a_{H^+})^6 / (a_{Fe^{+2}})^2),$$

pois as atividades de Fe_2O_3 e de H_2O podem ser consideradas unitárias. Se $a_{Fe^{+2}}$ for constante, obtemos

$$E_{\text{equilíbrio}} = a - b \text{pH}_{\text{equilíbrio}},$$

com a e b constantes. As retas obtidas para diferentes atividades do Fe^{+2} são mostradas na Figura 2.1.

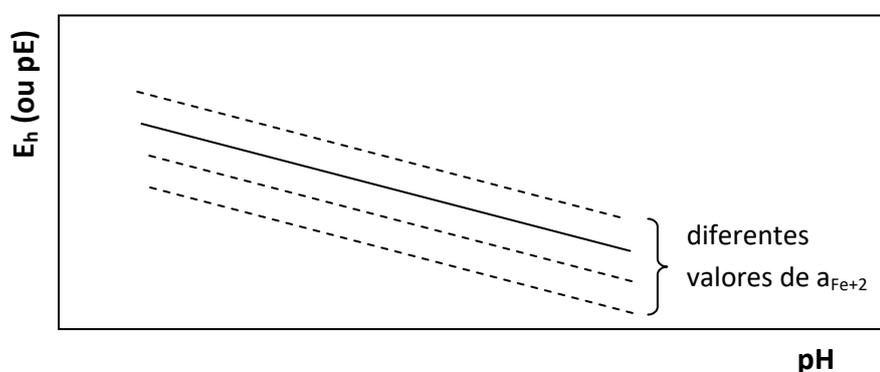
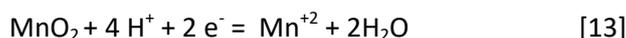


Figura 2.1 – Retas E versus pH para a reação 12

A região acima de uma dada curva corresponde a potenciais ou pHs superiores aos de equilíbrio (ou seja, falta de elétrons e falta de H^+). Neste caso, a reação favorecida seria a da direita para a esquerda (criação de H^+ , diminuindo o pH, e liberação de e^- , diminuindo E). Ou seja, a região corresponderia à oxidação de Fe^{+2} a Fe^{+3} (presente no Fe_2O_3). A região abaixo desta curva, pelo contrário, corresponderia à reação inversa, redução de Fe^{+3} a Fe^{+2} .

Os gráficos E_h vs pH ou p_e vs pH também servem para sabermos se um dado par é redutor ou oxidante em relação a outro par. Comparemos, por exemplo, a reação 12, já discutida, com o equilíbrio entre MnO_2 e Mn^{2+} :



Tal com no caso anterior, teremos retas $E_{\text{equilíbrio}} = a - b \text{pH}_{\text{equilíbrio}}$, com constantes a e b diferentes daquelas correspondentes à reação 12 (Figura 2.2).

Na região acima da curva 12, como já vimos, pode ocorrer a oxidação de Fe^{+2} a Fe^{+3} . Na região abaixo da curva 13, por sua vez, pode ocorrer a redução de Mn^{+4} (no MnO_2) para Mn^{+2} . Assim, na região entre as duas curvas, o Mn^{+4} pode oxidar o Fe^{+2} :



Observe-se que, para as atividades consideradas de Mn^{+2} e Fe^{+2} , não há qualquer região (no gráfico apresentado) em que a reação inversa possa ocorrer. Evidentemente, esta situação poderá ser diferente para quantidades extremamente baixas de Fe^{+2} (para evitar poluição visual do gráfico, nenhuma das curvas tracejadas ali apresentadas chegou a este extremo).⁵

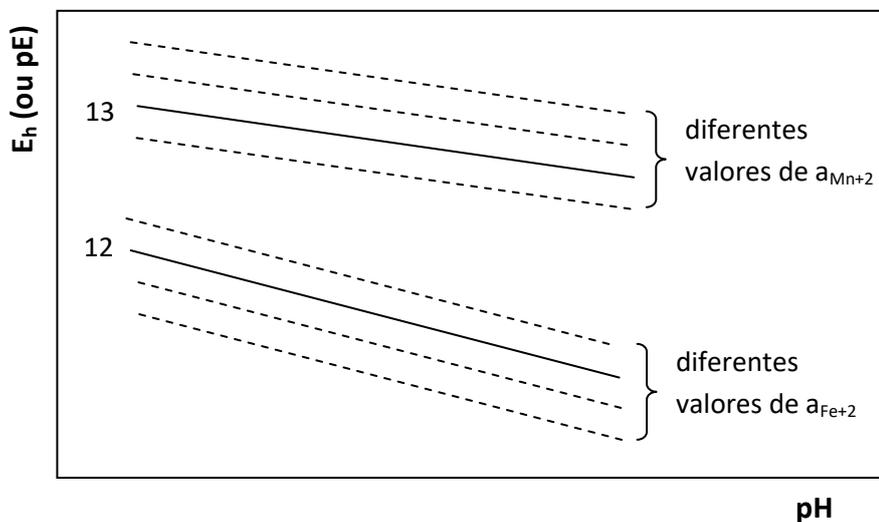


Figura 2.2 – Retas E versus pH para as reações 12 e 13

A Figura 2.3 apresenta um conjunto de retas deste tipo para reações importantes em solos úmidos e líquidos naturais. As retas O_2/H_2O e H_2O/H_2 representam os limites superior e inferior, respectivamente, de estabilidade da água. Os solos úmidos e líquidos apresentam valores de potencial redox (E_h) dentro desta faixa, ou seja, entre aproximadamente $-0,5$ V (condições fortemente redutoras) e aproximadamente $+0,8$ V (condições fortemente oxidantes). Por exemplo, águas de superfície aeradas, rios, lagos e água de chuva usualmente estão em condições oxidantes, enquanto locais com limitações de suprimento de ar, como solos submersos, pântanos e sedimentos marinhos, apresentam condições redutoras. A Figura 2.4 apresenta um exemplo de regiões típicas de água de chuva, rios e lagos e águas subterrâneas no diagrama E_h versus pH.

⁵ Caso a quantidade inicial de Fe^{+2} seja extremamente baixa e a reação possa ocorrer, o equilíbrio seria rapidamente atingido com o aumento da concentração de Fe^{+2} , e a reação pararia. Poderíamos aplicar aqui o conceito da variação de Q , e portanto de ΔG ou E ou pE , em função do grau de avanço da reação, tal como nos exemplos de combustão do Capítulo 1.

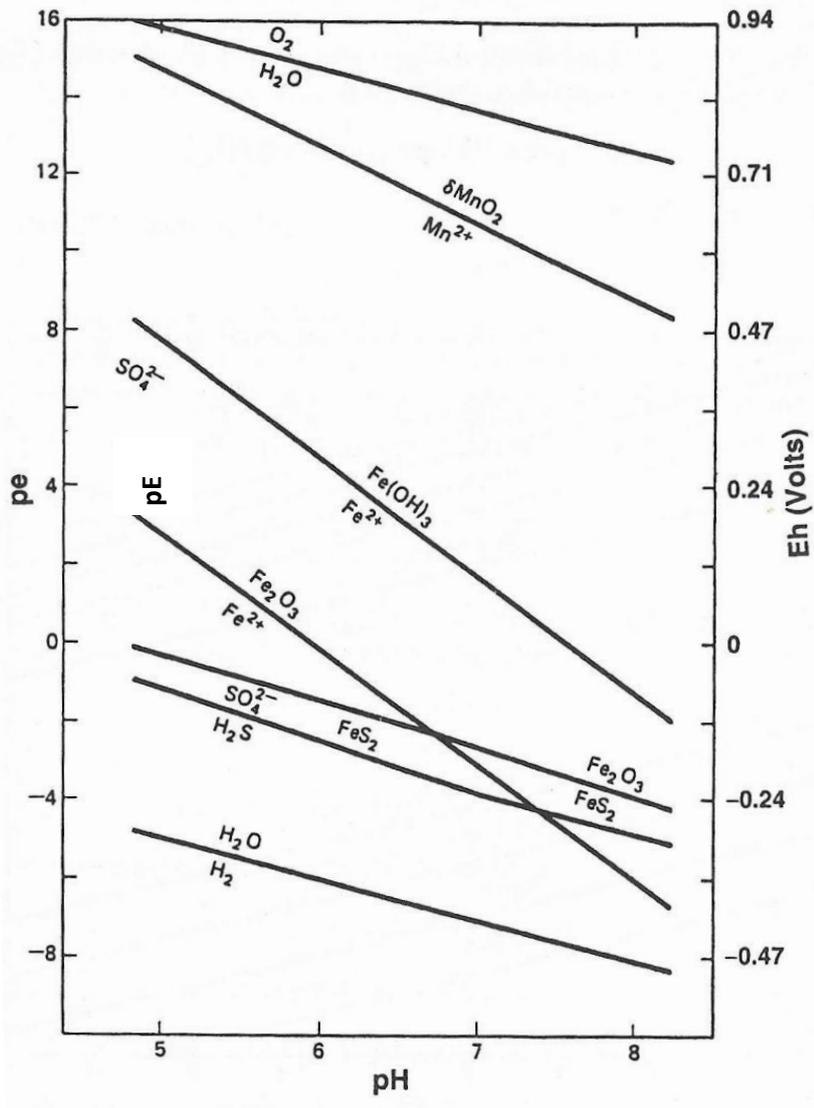
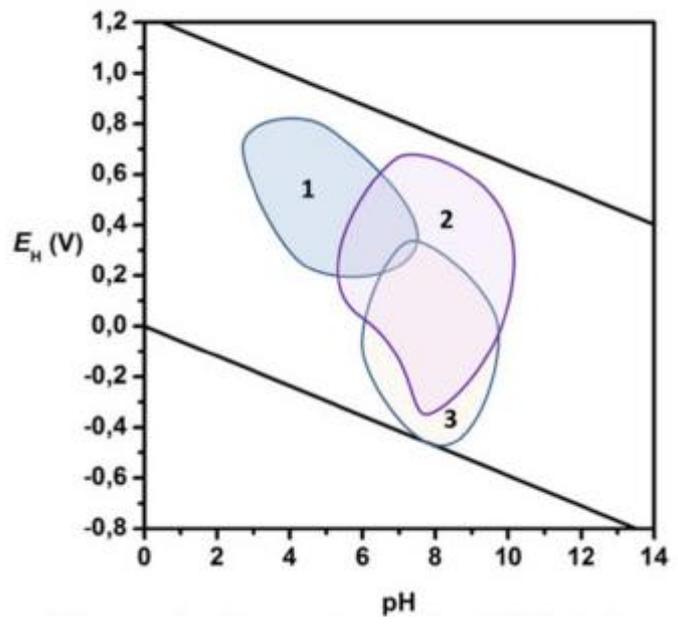


Figura 2.3 – Relação entre pH e Eh pra vários pares redox com concentração de espécies solúveis de $10^{-6}M$ [fonte: ref. 2].

Figura 2.4 - Exemplo de regiões típicas de água de chuva (1), rios e lagos (2) e águas subterrâneas (3) no diagrama E_h versus pH [ref. 3]

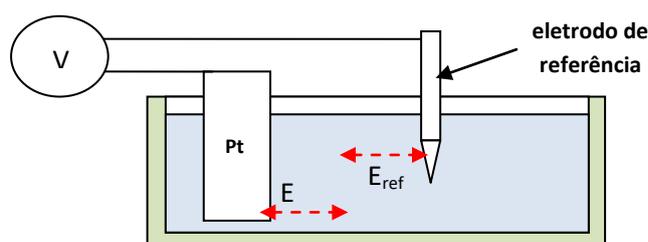


2.7 Medição de potenciais redox

A medição do potencial redox de um líquido ou de um solo úmido é feita introduzindo-se um eletrodo inerte (tipicamente de platina) neste meio e medindo-se o seu potencial em relação a um eletrodo de referência, com um voltímetro de alta impedância, como mostrado na Figura 2.5, de modo semelhante ao discutido na Seção 2.3. As reações irão se estabelecer sobre o eletrodo inerte, que tem condições de receber ou fornecer elétrons, mas que não participa das reações. Para maior praticidade, podem-se utilizar eletrodos combinados, que já contêm um eletrodo de referência e um eletrodo inerte de platina.

Como já discutido na Seção 2.3, deve-se atentar ao tipo de eletrodo de referência utilizado, e corrigir a medida para a escala desejada (usualmente a escala do eletrodo padrão de hidrogênio). Os valores de correção são listados na Tabela 2.3.

Figura 2.5 – Medição do potencial de eletrodo



No caso de solos úmidos e águas subterrâneas, contudo, deve-se atentar para várias dificuldades com respeito às medidas de potenciais redox. Vance [ref. 1], por exemplo, afirma: “Em águas oxidantes, a medida do E_h com um eletrodo de platina raramente pode ser correlacionado com um par redox específico, e deste modo usualmente tem pouca utilidade para a quantificação da química redox. Águas subterrâneas com caráter redutor podem ser medidas mais adequadamente com o eletrodo de platina, porém amostras de água extremamente reduzida terão valores redox distorcidos se expostas ao ar durante a medição.”

E acrescenta: “A medição de potenciais redox em águas subterrâneas pode ser uma tarefa difícil. O eletrodo de platina comum não é sensível a muitas reações envolvendo fases sólidas, nem aos seguintes pares redox comuns em águas subterrâneas: $O_2 - H_2O$, $SO_4^{2-} - H_2S$, $CO_2 - CH_4$, $NO_3 - N_2$, e $N_2 - NH_4^{+}$ ”

Além disso, usualmente as águas subterrâneas não estão em equilíbrio termodinâmico, devido aos seguintes fatores: a) condições de fluxo da água; b) atividade biológica; c) reações redox de elementos leves (C, H, O e S) frequentemente envolvem o rompimento de ligações covalentes, processo usualmente lento; d) reações eletroquímicas de superfícies minerais ativas expostas. Algumas reações redox podem levar de 10 a 1000 anos para atingirem o equilíbrio [ref. 1].

Vance conclui, finalmente,: “Em lugar de se medir o potencial redox em uma amostra de campo, ele pode ser calculado usando as concentrações relativas e os potenciais redox das principais espécies dissolvidas.”

Referências

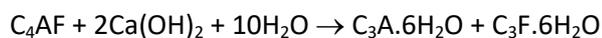
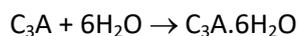
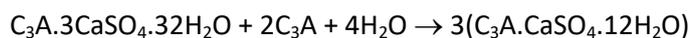
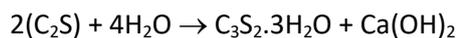
- 1 - David B. Vance (2008) REDOX REACTIONS IN REMEDIATION, Environmental Technology 6(4)24-25 (1996)
- 2- Fundamentals of Aqueous Metallurgy, Kenneth N. Han, Society for Mining, Metallurgy and Exploration, Littleton, Colorado (USA), 2002.
- 3 - Medição e interpretação de valores do potencial redox (EH) em matrizes ambientais, Wilson F. Jardim, Quím. Nova vol.37 no.7 São Paulo 2014)

3. Experiência CA3 – Determinação de Entalpia de Hidratação

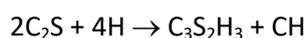
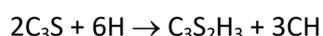
texto de Augusto Camara Neiva

3.1 Introdução

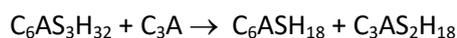
O processo de agregação e endurecimento do cimento consiste na hidratação de diferentes compostos do clínquer, cujos teores variam de cimento para cimento. As reações iniciais de hidratação dos compostos são [ref. 1]:



Algumas horas depois:



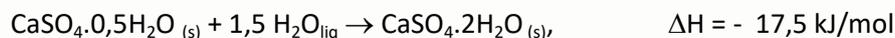
Após alguns dias:



onde C_3S representa o silicato tricálcico, C_2S representa o silicato bicálcico, C_3A representa o aluminato tricálcico, CA representa o aluminato de cálcio, C_4AF representa o ferroaluminato tetracálcico, e assim por diante.

Estas reações são exotérmicas. Em grandes estruturas de concreto, o aquecimento resultante durante a cura e o subsequente processo de resfriamento devem se cuidadosamente previstos e acompanhados, pois os gradientes térmicos por eles gerados podem dar origem a trincas e tensões residuais. Uma variável importante, neste contexto, é a entalpia de hidratação do cimento utilizado, que depende de sua composição.⁶ (Outras variáveis envolvem o projeto geométrico, a temperatura dos componentes do concreto na hora do lançamento, a temperatura externa, etc.)

Da mesma maneira, a reação de preparação do gesso também consiste em uma hidratação, que também é exotérmica [ref. 2]:



Esta reação ocorre em três etapas: a) dissolução do sulfato hemihidratado (limite de solubilidade 8,72 g/L), b) hidratação, e c) precipitação do sulfato dihidratado (limite de solubilidade 2,62 g/L). O uso de excesso de água facilita o processo, mas, ao final, este excesso permanecerá no material, retendo uma certa quantidade de sulfato.

A velocidade destas reações de hidratação depende, é claro, de um grande número de fatores. Por um lado temos fatores ligados às variáveis de processo, que afetam a facilidade de contacto entre os reagentes, a facilidade de dispersão do calor. Entre estas variáveis, temos a granulometria e geometria dos reagentes, a técnica de mistura, geometria da peça que está sendo moldada, etc. Por outro lado, temos variáveis intrínsecas das espécies envolvidas, como por exemplo suas energias de ativação.

⁶ A norma brasileira NBR-13116 especifica critérios para Cimentos de Baixo Calor de Hidratação. Eles devem liberar no máximo 260J/g aos três dias de hidratação, e 300J/g até os sete dias de hidratação.

Esta combinação de fatores faz com que a reação de hidratação de gesso seja muito mais rápida que as de hidratação de cimento. As primeiras levam tempos em torno de meia hora para se completarem, enquanto as últimas levam dias para se completarem. Assim, o acompanhamento do aquecimento é menos sensível às perdas térmicas no caso do gesso do que no caso do cimento. Por este motivo, e também pela maior adequação ao tempo de uma aula, nosso experimento será realizado com gesso.

3.2 Medida de entalpia de hidratação

A medida da entalpia de hidratação pode se feita em calorímetros adiabáticos ou semi-adiabáticos. Utilizaremos um recipiente semi-adiabático muito simples, descrito na Figura 3.1. A medida de temperatura será feita por um termopar imerso na mistura reacional (por exemplo, gesso + água), ligado a um multímetro. Após a experiência, a mistura endurecida é quebrada para retirada do termopar.

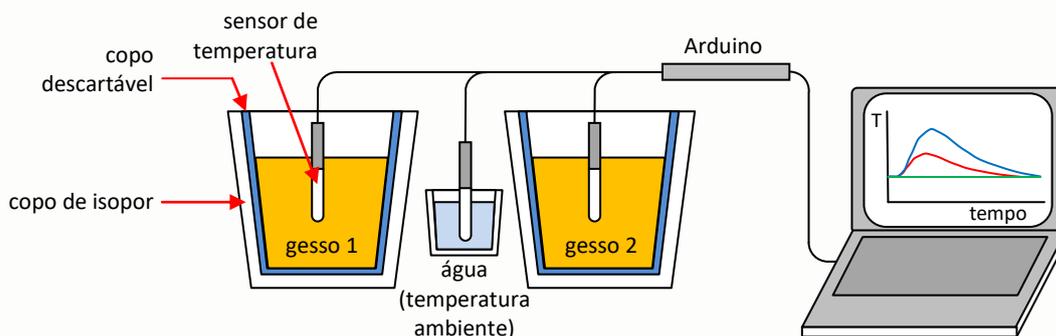


Figura 3.1 – Arranjo experimental para medição de temperatura de duas misturas reacionais simultaneamente (fora de escala).

Os princípios desta determinação são os mesmos discutidos na Seção 1.3 para a determinação do poder calorífico de combustíveis (“Exemplo de Aplicação 1 – Determinação de Poder Calorífico”, página 10). Ou seja, a entalpia de hidratação corresponde ao calor liberado pela reação de hidratação sob pressão constante. A questão que se coloca é: como determinamos este calor?

No caso dos combustíveis, usualmente o calor de reação é medido sob volume constante (e portanto, não corresponde à variação da entalpia ΔH , e sim à variação da energia interna ΔE da mistura reacional), e a variação de entalpia é calculada a partir deste valor por meio da expressão $\Delta H = \Delta E + RT\Delta n$, onde Δn corresponde à variação do número de mols dos componentes gasos da reação.

No caso das reações de hidratação, o calor pode ser medido sob pressão constante, e, portanto, o calor obtido, a menos das perdas, já é a própria entalpia de hidratação. O “Exemplo de Aplicação 2 – Temperatura Adiabática de Chama”, na Apostila de Termodinâmica, também contribui para a compreensão do processo de medida, pois ele mostra a relação entre a variação de entalpia em uma dada reação e o aumento de temperatura da mistura reacional, em condições adiabáticas. A principal diferença de nosso caso em relação ao do Exemplo 2 é que naquele caso calculava-se a Temperatura Adiabática de Chama (um valor teórico) a partir de dados conhecidos de entalpia, enquanto agora estamos partindo da temperatura obtida experimentalmente para determinarmos valores desconhecidos de variação de entalpia.

Para clarificar este processo, é interessante retomarmos a Figura 1.11 da Apostila de Termodinâmica, construída para ilustrar o processo de aquecimento e resfriamento em um calorímetro com bomba calorimétrica, adequado para reações de combustão. Estas reações são muito rápidas, e seria difícil acompanhar a evolução da temperatura da mistura reacional. Em lugar disto, acompanha-se a evolução da temperatura do banho de água adiabático no qual a bomba está imersa. No caso da hidratação, como a reação é lenta e o aumento de temperatura da mistura reacional não é muito grande, acompanha-se o aumento de temperatura da própria mistura.

Assim, representamos na Figura 3.2 três diferentes situações:

- Aquecimento rápido e resfriamento rápido em bomba calorimétrica (paredes de aço, boas condutoras térmicas).
- Aquecimento lento em calorímetro perfeitamente adiabático.
- Aquecimento e resfriamento lentos em recipiente semi-adiabático.

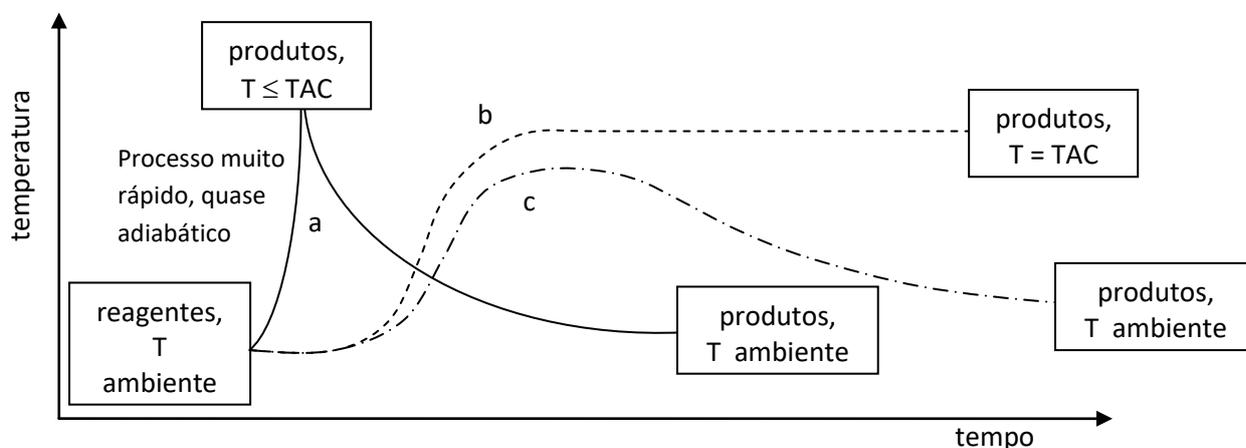


Figura 3.2 – Esquema simplificado de determinações calorimétricas: a) bomba calorimétrica, combustão rápida; b) calorímetro adiabático, hidratação lenta; c) recipiente semi-adiabático, hidratação lenta.

O recipiente que iremos utilizar (Figura 3.1) corresponde ao caso “c”.

Nas Figura 3.3, para comparação, apresentamos um calorímetro utilizado para medida de poder calorífico de combustíveis. A mistura reacional (combustível + oxigênio) fica na bomba calorimétrica, de aço, e o calor gerado aquece a água no qual a bomba está imersa. Este tipo de calorímetro corresponde ao caso “a” da Figura 3.2.

Finalmente, a Figura 3.4 apresenta uma “Garrafa de Langavant”, que utiliza o mesmo princípio do recipiente da Figura 3.1, mas com um isolamento térmico de maior eficiência. Seu comportamento se aproxima do caso “b” da Figura 3.2.

5.3 O experimento

Os alunos irão preparar misturas de gesso comercial com água e colocá-las nos recipientes semi-adiabáticos. Para cada medida, irão introduzir o termopar na mistura reacional e acompanhar a evolução da temperatura, que deverá se elevar até um máximo e depois decrescer. Após o término e o endurecimento do gesso, a amostra deve ser quebrada para reutilização do termopar.

Para determinar as perdas térmicas do recipiente, farão medidas de resfriamento de água ou então de reações com componentes puros, cujas entalpias de reação sejam conhecidas. Eventualmente, o efeito da mudança da dimensão do recipiente poderá ser avaliada.

Os alunos deverão traçar gráficos representando o processo, discutir os resultados e sugerir métodos para avaliar comparativamente a entalpia de hidratação do gesso utilizado, levando em conta as perdas térmicas.

Referências

- Chin Tok Teng Júnior, “Estudo da Influência do Calcário Cru e Cinzas Volantes nas Propriedades Físico-Químicas e Mecânicas do Cimento Portland produzido em Moçambique.” Universidade Eduardo Mondlane, Faculdade de Ciências, Departamento de Química, Maputo, 2011
- The Science of Construction Materials, F. Hansen, Springer, Berlin, 2009.

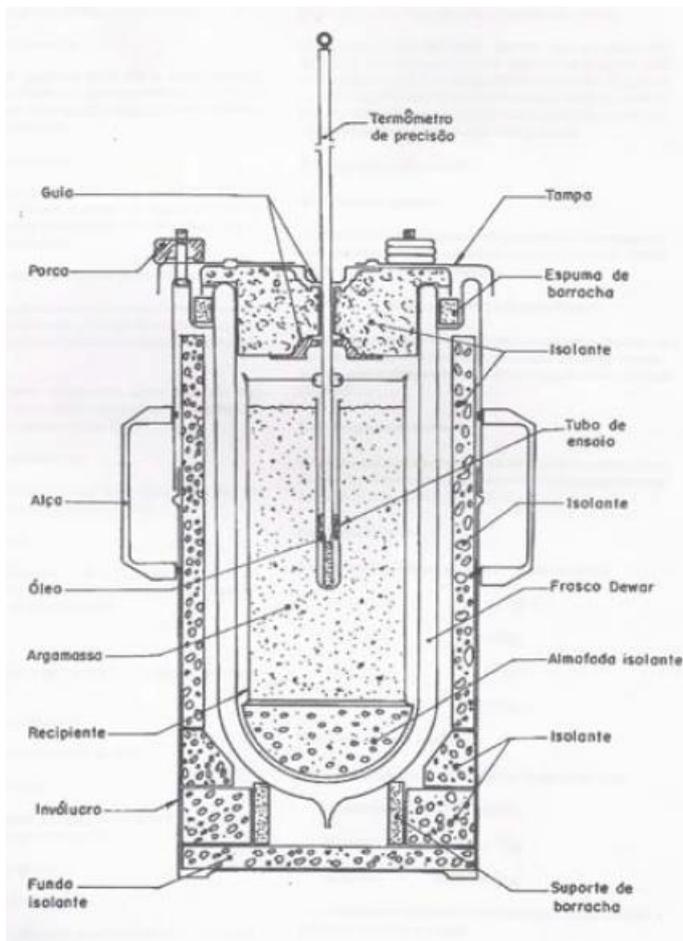


Figura 3.3 - Garrafa de Langavant. Esta garrafa possui duplo isolamento. O isolamento externo é feito com material de baixa condutividade térmica. O isolamento interno é feito por um "frasco dewar", com vácuo entre suas paredes. (NBR 12006 - Determinação do Calor de Hidratação pelo Método da Garrafa de Langavant)

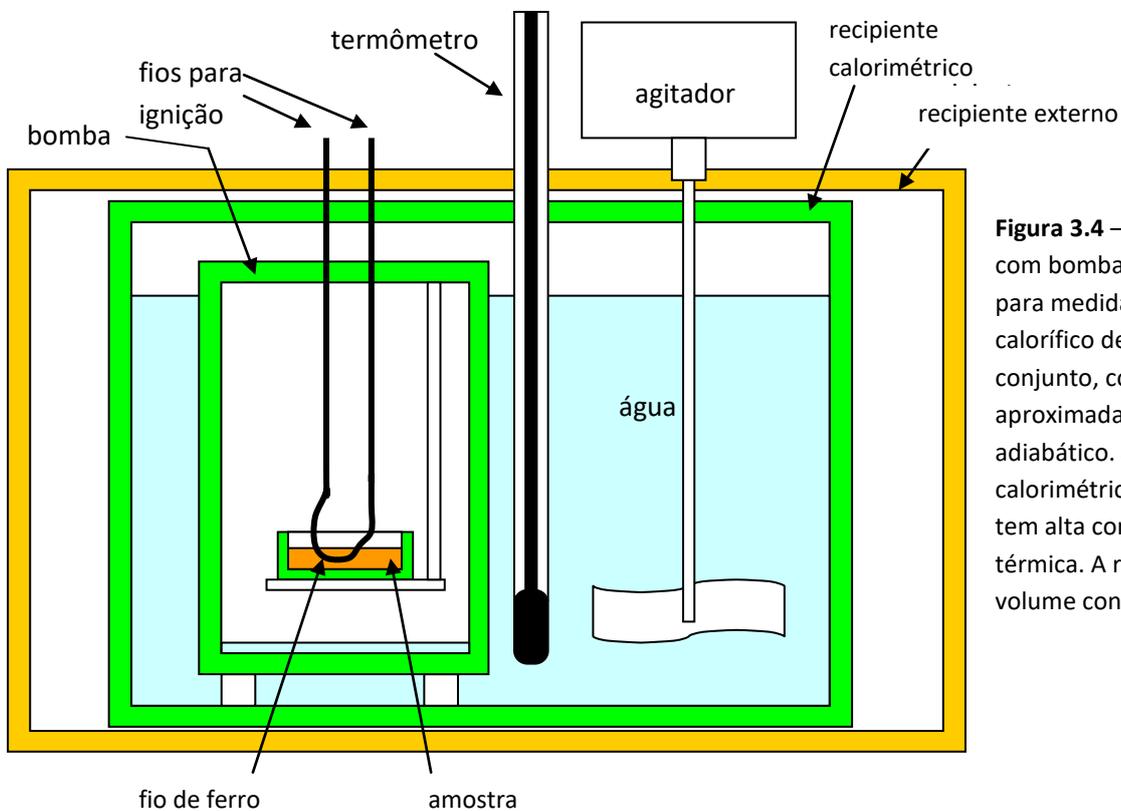


Figura 3.4 – Calorímetro com bomba calorimétrica, para medida de poder calorífico de combustíveis. O conjunto, como um todo, é aproximadamente adiabático. A bomba calorimétrica, pelo contrário, tem alta condutividade térmica. A reação ocorre em volume constante.

Princípios elementares de segurança em laboratórios

Prof. Pedro Alcântara Pessoa Filho

Há uma série de princípios elementares de segurança (alguns deles aparentemente óbvios) cuja observância deve fazer parte do cotidiano em um laboratório. Algumas dessas regras são apresentadas a seguir: leia-as com atenção. Além de sua própria segurança, que por si só constitui motivo suficiente, lembre-se de que o cumprimento dos princípios aplicáveis ao laboratório de QTG é **obrigatório**, e que penalidades severas podem resultar em caso contrário. Caso haja qualquer dúvida, consulte os técnicos do laboratório ou o professor responsável por sua turma.

O que fazer

1. Trabalhe sempre com atenção. Pense antes nas conseqüências de qualquer atitude e procure prever o que eventualmente possa dar errado.
2. Use sempre uma vestimenta adequada e os equipamentos de segurança necessários.
3. Antes de iniciar um procedimento experimental, verifique se todos os materiais a serem utilizados estão disponíveis. Não improvise soluções para suprir eventuais carências.
4. Localize os extintores de incêndio, chuveiro e lava-olhos assim que entrar em um laboratório. Saiba como usá-los em caso de emergência.
5. Use a capela sempre que for necessário trabalhar com compostos voláteis.
6. Ao misturar ou aquecer substâncias ou soluções, mantenha o rosto distante delas.
7. Use luvas apropriadas ao manipular quaisquer materiais quentes, corrosivos, ou que ofereçam outro risco potencial.
8. Conserve seu rosto a uma distância conveniente ao acender o bico de Bunsen. Apague-o quando cessar sua utilização.
9. Mantenha distância razoável de outras pessoas que estejam executando experimentos no mesmo laboratório.
10. Caso aconteça qualquer acidente, por menor e aparentemente insignificante que seja, relate-o aos técnicos e professores responsáveis pelo laboratório.

O que não fazer

1. Em **nenhuma** circunstância brinque no laboratório. Não se pode prever a reação de todas as pessoas, e mesmo brincadeiras aparentemente inofensivas podem resultar em acidentes.
2. Nunca fume em laboratórios.
3. Não coma ou beba nada em laboratórios.
4. Nunca cheire ou prove produtos químicos.
5. Nunca use a boca para pipetar.
6. Não descuide de procedimentos que envolvam aquecimento, especialmente aqueles em que o aquecimento é feito por meio de chama (bico de Bunsen).
7. Não retorne reagentes para os frascos originais, mesmo que não tenham sido usados. Procure os frascos próprios para isso e siga procedimentos indicados, caso haja.
8. Nunca infira estados ou propriedades simplesmente pela aparência; por exemplo, vidro e ferro quentes têm a mesma aparência de vidro e ferro frios, e inúmeras soluções têm a mesma aparência que água.
9. Não mexa em válvulas cuja função você não conheça ou cuja utilização não seja absolutamente necessária à condução do experimento.

10. Não faça mau uso dos equipamentos de segurança; por exemplo, não utilize o extintor de incêndio para brincadeiras. A reposição desses equipamentos pode não ser imediata, e eles podem ser necessários nesse ínterim.

Vestimentas e equipamentos de proteção

No laboratório de QTG, como em qualquer laboratório, deve-se usar sempre uma vestimenta adequada – o que inclui calças compridas, camisas e calçados fechados. Preferencialmente, devem ser evitadas roupas feitas de tecidos completamente sintéticos, como a poliamida (nylon) e o poliéster, devendo-se preferir roupas de algodão ou, quando muito, mistas. É expressamente **proibido** o uso de bermudas, chinelos, sandálias e camisetas cavadas no laboratório.

Dois itens de segurança são obrigatórios no laboratório de QTG: o avental de mangas compridas e os óculos de segurança. Sem eles, você **não** poderá executar os experimentos.

O avental deve ser fabricado preferencialmente de algodão, e deve ter comprimento suficiente para cobrir o joelho. Ele deve ter espessura suficiente para constituir-se realmente em uma primeira barreira a qualquer líquido que seja derramado. Mesmo em dias quentes, o avental deve permanecer fechado durante todo o tempo em que durar a experiência.

Os óculos de segurança devem ser fechados na lateral, de maneira a evitar que eventuais respingos atinjam os olhos. Deve-se atentar para o fato de que óculos de grau não substituem os óculos de segurança.

Condução de experimentos

Os experimentos da disciplina de QTG são conduzidos com o auxílio de técnicos de laboratório. Entre outras coisas, isso significa que o material necessário para a execução do experimento estará à sua disposição sobre as bancadas – não será necessário que você prepare soluções, por exemplo.

Entretanto, mesmo assim alguns cuidados são necessários. Ao iniciar o experimento, identifique todo o material que você utilizará, e certifique-se de que tudo o que for necessário esteja disponível. Em alguns experimentos, altas temperaturas são atingidas, o que exigirá precauções adicionais.

Caso haja qualquer dúvida a respeito da condução do experimento, procure saná-la com os técnicos e professores responsáveis antes de seguir adiante.

Mas, e se algo sair errado?

Mesmo que todos os cuidados sejam tomados, acidentes podem acontecer. O que fazer nesse caso?

Em primeiro lugar, **mantenha a calma**, quer seja você o acidentado, quer seja você testemunha de um acidente. Nesse último caso, mantenha o acidentado calmo e ajude a manter a ordem, caso haja mais pessoas próximas – evite que haja aglomerações, por exemplo.

Não tome atitude alguma a cujo respeito você não tenha certeza absoluta. Sempre haverá no laboratório de QTG técnicos treinados para prestar os primeiros socorros: não hesite em solicitar ajuda para o que for preciso.

ANEXO A – Tabela de potenciais-padrão e pE° na escala padrão de hidrogênio, em ordem alfabética

Atenção: para fins técnicos ou científicos, não use dados desta tabela sem verificá-los em fonte mais segura.

equilíbrio	E°_{EPH} V	pE°
$Ac^{3+} + 3e^- = Ac$	-2,2	-37,21
$Ag^+ + 1e^- = Ag(s)$	0,7996	13,52
$Ag^{2+} + 1e^- = Ag^+$	1,98	33,49
$Ag_2O(s) + 2H^+ + 2e^- = 2Ag(s) + H_2O$	1,17	19,79
$Ag_2O_3(s) + 6H^+ + 4e^- = 2Ag^+ + 3H_2O$	1,67	28,24
$AgBr(s) + 1e^- = Ag(s) + Br^-$	0,07133	1,21
$AgCl(s) + 1e^- = Ag(s) + Cl^-$	0,22233	3,76
$AgI(s) + 1e^- = Ag(s) + I^-$	-0,15224	-2,57
$AgO(s) + 2H^+ + 1e^- = Ag^+ + H_2O$	1,77	29,94
$Al(OH)_3(s) + 3e^- = Al(s) + 3OH^-$	-2,31	-39,07
$Al^{3+} + 3e^- = Al(s)$	-1,662	-28,11
$AlF_6^{3-} + 3e^- = Al + 6F^-$	-2,069	-34,99
$Am^{2+} + 2e^- = Am$	-1,9	-32,13
$Am^{3+} + 1e^- = Am^{2+}$	-2,3	-38,90
$Am^{3+} + 3e^- = Am$	-2,048	-34,64
$a-PbO_2(s) + 4H^+ + 2e^- = Pb^{2+} + 2H_2O$	1,468	24,83
$As(s) + 3H^+ + 3e^- = AsH_3(g)$	-0,23	-3,89
$[Au(CN)_2]^- + 1e^- = Au(s) + 2CN^-$	-0,6	-10,15
$Au^+ + 1e^- = Au(s)$	1,83	30,95
$Au^{3+} + 3e^- = Au(s)$	1,52	25,71
$[AuBr_2]^- + 1e^- = Au(s) + 2Br^-$	0,96	16,24
$[AuBr_4]^- + 3e^- = Au(s) + 4Br^-$	0,85	14,38
$[AuCl_2]^- + 1e^- = Au(s) + 2Cl^-$	1,15	19,45
$[AuCl_4]^- + 3e^- = Au(s) + 4Cl^-$	0,93	15,73
$[AuI_2]^- + 1e^- = Au(s) + 2I^-$	0,58	9,81
$[AuI_4]^- + 3e^- = Au(s) + 4I^-$	0,56	9,47
$B(OH)_3(aq) + 3H^+ + 3e^- = B(s) + 3H_2O$	-0,89	-15,05
$Ba(OH)_2 + 2e^- = Ba + 2OH^-$	-2,99	-50,57
$Ba^{2+} + 2e^- = Ba(s)$	-2,912	-49,25
$Be^{2+} + 2e^- = Be$	-1,847	-31,24
$Be_2O_3^{2-} + 3H_2O + 4e^- = 2Be + 6OH^-$	-2,63	-44,48
$Bi(s) + 3H^+ + 3e^- = BiH_3$	-0,8	-13,53
$Bi^{3+} + 3e^- = Bi(s)$	0,308	5,21
$Bk^{3+} + 1e^- = Bk^{2+}$	-2,8	-47,35
$Br_2(aq) + 2e^- = 2Br^-$	1,0873	18,39
$Br_2(l) + 2e^- = 2Br^-$	1,066	18,03
$2BrO_3^- + 12H^+ + 10e^- = Br_2(l) + 6H_2O$	1,48	25,03
$BrO_3^- + 5H^+ + 4e^- = HBrO(aq) + 2H_2O$	1,45	24,52
$BrO_4^- + 2H^+ + 2e^- = BrO_3^- + H_2O$	1,85	31,29
$C(s) + 4H^+ + 4e^- = CH_4(g)$	0,13	2,20
$Ca(OH)_2 + 2e^- = Ca + 2OH^-$	-3,02	-51,08
$Ca^{2+} + 1e^- = Ca$	-3,8	-64,27
$Ca^{2+} + 2e^- = Ca(s)$	-2,868	-48,50
$Cd^{2+} + 2e^- = Cd(s)$	-0,4	-6,76
$Ce^{3+} + 3e^- = Ce$	-2,336	-39,51
$Ce^{4+} + 1e^- = Ce^{3+}$	1,61	27,23
$Cf^{2+} + 2e^- = Cf$	-2,12	-35,85
$Cf^{3+} + 3e^- = Cf$	-1,94	-32,81
$CH_3OH(aq) + 2H^+ + 2e^- = CH_4(g) + H_2O$	0,5	8,46
$Cl_2(g) + 2e^- = 2Cl^-$	1,36	23,00
$ClO_2(g) + H^+ + 1e^- = HClO_2(aq)$	1,19	20,13
$2ClO_3^- + 12H^+ + 10e^- = Cl_2(g) + 6H_2O$	1,49	25,20
$ClO_3^- + 2H^+ + 1e^- = ClO_2(g) + H_2O$	1,18	19,96

$\text{ClO}_4^- + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{ClO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$	1,2	20,29
$\text{Cm}^{3+} + 3\text{e}^- = \text{Cm}$	-2,04	-34,50
$\text{CO}(\text{g}) + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{C}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}$	0,52	8,79
$2\text{CO}_2(\text{g}) + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{HOOC-COOH}(\text{aq})$	-0,43	-7,27
$\text{CO}_2(\text{g}) + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{HCOOH}(\text{aq})$	-0,11	-1,86
$\text{CO}_2(\text{g}) + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{CO}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}$	-0,11	-1,86
$\text{Co}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Co}(\text{s})$	-0,28	-4,74
$\text{Co}^{3+} + 1\text{e}^- = \text{Co}^{2+}$	1,82	30,78
$\text{CoO}_2(\text{s}) + 4\text{H}^+ + 1\text{e}^- = \text{Co}^{3+} + 2\text{H}_2\text{O}$	1,42	24,02
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\text{e}^- = 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	1,33	22,49
$\text{Cr}^{3+} + 3\text{e}^- = \text{Cr}(\text{s})$	-0,74	-12,52
$\text{Cr}^{3+} + 1\text{e}^- = \text{Cr}^{2+}$	-0,42	-7,10
$\text{Cs}^+ + 1\text{e}^- = \text{Cs}(\text{s})$	-3,026	-51,18
$\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+} + 1\text{e}^- = \text{Cu}(\text{NH}_3)_2^+ + 2\text{NH}_3$	0,1	1,69
$\text{Cu}^+ + 1\text{e}^- = \text{Cu}(\text{s})$	0,52	8,79
$\text{Cu}^{2+} + 1\text{e}^- = \text{Cu}^+$	0,159	2,69
$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Cu}(\text{s})$	0,337	5,70
$\text{Cu}_2\text{O}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- = 2\text{Cu}(\text{s}) + 2\text{OH}^-$	-0,36	-6,09
$\text{Dy}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Dy}$	-2,2	-37,21
$\text{Dy}^{3+} + 1\text{e}^- = \text{Dy}^{2+}$	-2,6	-43,97
$\text{Dy}^{3+} + 3\text{e}^- = \text{Dy}$	-2,295	-38,81
$\text{Er}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Er}$	-2	-33,82
$\text{Er}^{3+} + 1\text{e}^- = \text{Er}^{2+}$	-3	-50,74
$\text{Er}^{3+} + 3\text{e}^- = \text{Er}$	-2,331	-39,42
$\text{Es}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Es}$	-2,23	-37,71
$\text{Es}^{3+} + 3\text{e}^- = \text{Es}$	-1,91	-32,30
$\text{Eu}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Eu}(\text{s})$	-2,812	-47,56
$\text{Eu}^{3+} + 3\text{e}^- = \text{Eu}$	-1,991	-33,67
$\text{Eu}^{3+} + 1\text{e}^- = \text{Eu}^{2+}$	-0,35	-5,92
$\text{F}_2(\text{g}) + 2\text{e}^- = 2\text{F}^-$	2,87	48,54
$\text{F}_2(\text{g}) + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = 2\text{HF}(\text{aq})$	3,05	51,58
$\text{Fc}^+ + 1\text{e}^- = \text{Fc}(\text{s})$	0,4	6,76
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{-3} + 1\text{e}^- = [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	0,36	6,09
$\text{Fe}(\text{CN})_6^{4-} + 6\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{Fe}(\text{s}) + 6\text{HCN}(\text{aq})$	-1,16	-19,62
$\text{Fe}(\text{OH})_2(\text{s}) + 2\text{e}^- = \text{Fe}(\text{s}) + 2\text{OH}^-$	-0,89	-15,05
$\text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Fe}(\text{s})$	-0,44	-7,44
$\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s}) + 3\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- = 2\text{Fe}(\text{OH})_2(\text{s}) + 2\text{OH}^-$	-0,86	-14,54
$\text{Fe}^{3+} + 3\text{e}^- = \text{Fe}(\text{s})$	-0,04	-0,68
$\text{Fe}^{3+} + 1\text{e}^- = \text{Fe}^{2+}$	0,77	13,02
$\text{Fe}_3\text{O}_4(\text{s}) + 8\text{H}^+ + 8\text{e}^- = 3\text{Fe}(\text{s}) + 4\text{H}_2\text{O}$	0,085	1,44
$2\text{FeO}_4^{2-} + 5\text{H}_2\text{O} + 6\text{e}^- = \text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s}) + 10\text{OH}^-$	0,81	13,70
$\text{FeO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 3\text{e}^- = \text{Fe}^{3+} + 4\text{H}_2\text{O}$	2,2	37,21
$\text{Fm}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Fm}$	-2,3	-38,90
$\text{Fm}^{3+} + 3\text{e}^- = \text{Fm}$	-1,89	-31,96
$\text{Fr}^+ + 1\text{e}^- = \text{Fr}$	-2,9	-49,05
$\text{Ga}^{3+} + 3\text{e}^- = \text{Ga}(\text{s})$	-0,53	-8,96
$\text{Gd}^{3+} + 3\text{e}^- = \text{Gd}$	-2,279	-38,54
$\text{Ge}(\text{s}) + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^- = \text{GeH}_4(\text{g})$	-0,29	-4,90
$\text{Ge}^{4+} + 4\text{e}^- = \text{Ge}(\text{s})$	0,12	2,03
$\text{GeO}(\text{s}) + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{Ge}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}$	0,26	4,40
$\text{GeO}_2(\text{s}) + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{GeO}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}$	-0,37	-6,26
$2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{H}_2(\text{g})$	0	0,00
$\text{H}_2 + 2\text{e}^- = 2\text{H}^-$	-2,23	-37,71
$\text{H}_2\text{AlO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + 3\text{e}^- = \text{Al} + 4\text{OH}^-$	-2,33	-39,41
$\text{H}_2\text{BO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + 3\text{e}^- = \text{B} + 4\text{OH}^-$	-1,79	-30,27
$\text{H}_2\text{MoO}_4 + 6\text{H}^+ + 3\text{e}^- = \text{Mo}^{3+} + 2\text{H}_2\text{O}$	0,43	7,27
$\text{H}_2\text{MoO}_4(\text{aq}) + 6\text{H}^+ + 6\text{e}^- = \text{Mo}(\text{s}) + 4\text{H}_2\text{O}$	0,11	1,86

$\text{H}_2\text{MoO}_4(\text{aq}) + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{MoO}_2(\text{s}) + 2\text{H}_2\text{O}$	0,65	10,99
$2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- = \text{H}_2(\text{g}) + 2\text{OH}^-$	-0,8277	-14,00
$\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq}) + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = 2\text{H}_2\text{O}$	1,78	30,10
$\text{H}_2\text{PO}_2^- + 1\text{e}^- = \text{P} + 2\text{OH}^-$	-1,82	-30,78
$\text{H}_2\text{SeO}_3(\text{aq}) + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^- = \text{Se}(\text{s}) + 3\text{H}_2\text{O}$	0,74	12,52
$\text{H}_3\text{AsO}_3(\text{aq}) + 3\text{H}^+ + 3\text{e}^- = \text{As}(\text{s}) + 3\text{H}_2\text{O}$	0,24	4,06
$\text{H}_3\text{AsO}_4(\text{aq}) + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{H}_3\text{AsO}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}$	0,56	9,47
$\text{H}_3\text{PO}_2(\text{aq}) + \text{H}^+ + 1\text{e}^- = \text{P}(\text{white})[\text{note 2}] + 2\text{H}_2\text{O}$	-0,508	-8,59
$\text{H}_3\text{PO}_3(\text{aq}) + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{H}_3\text{PO}_2(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}$	-0,499	-8,44
$\text{H}_3\text{PO}_3(\text{aq}) + 3\text{H}^+ + 3\text{e}^- = \text{P}(\text{red})[\text{note 2}] + 3\text{H}_2\text{O}$	-0,454	-7,68
$\text{H}_3\text{PO}_4(\text{aq}) + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{H}_3\text{PO}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}$	-0,276	-4,67
$\text{H}_4\text{XeO}_6(\text{aq}) + 8\text{H}^+ + 8\text{e}^- = \text{Xe}(\text{g}) + 6\text{H}_2\text{O}$	2,18	36,87
$\text{H}_4\text{XeO}_6(\text{aq}) + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{XeO}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}$	2,42	40,93
$\text{H}_6\text{TeO}_6(\text{aq}) + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{TeO}_2(\text{s}) + 4\text{H}_2\text{O}$	1,02	17,25
$\text{HCHO}(\text{aq}) + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{CH}_3\text{OH}(\text{aq})$	0,13	2,20
$2\text{HClO}(\text{aq}) + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{Cl}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}$	1,63	27,57
$\text{HClO}(\text{aq}) + \text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{Cl}^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}$	1,49	25,20
$\text{HClO}_2(\text{aq}) + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{HClO}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}$	1,67	28,24
$\text{HCOOH}(\text{aq}) + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{HCHO}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}$	-0,03	-0,51
$\text{HfO}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{O} + 4\text{e}^- = \text{Hf} + 4\text{OH}^-$	-2,5	-42,28
$\text{HfO}_2 + 2\text{H}^+ + 4\text{e}^- = \text{Hf} + \text{H}_2\text{O}$	-1,724	-29,16
$2\text{Hg}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Hg}_{22+}$	0,91	15,39
$\text{Hg}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Hg}(\text{l})$	0,85	14,38
$\text{Hg}_{22+} + 2\text{e}^- = 2\text{Hg}(\text{l})$	0,8	13,53
$\text{HgO}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- = \text{Hg}(\text{l}) + 2\text{OH}^-$	0,0977	1,65
$2\text{HIO}(\text{aq}) + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{I}_2(\text{s}) + 2\text{H}_2\text{O}$	1,44	24,35
$\text{HMnO}_4^- + 3\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{MnO}_2(\text{s}) + 2\text{H}_2\text{O}$	2,09	35,35
$\text{Ho}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Ho}$	-2,1	-35,52
$\text{HO}_2^\bullet + \text{H}^+ + 1\text{e}^- = \text{H}_2\text{O}_2(\text{aq})$	1,51	25,54
$\text{Ho}^{3+} + 1\text{e}^- = \text{Ho}^{2+}$	-2,8	-47,35
$\text{Ho}^{3+} + 3\text{e}^- = \text{Ho}$	-2,33	-39,41
$\text{HPO}_3^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} + 3\text{e}^- = \text{P} + 5\text{OH}^-$	-1,71	-28,92
$\text{HSeO}_4^- + 3\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{H}_2\text{SeO}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}$	1,15	19,45
$\text{HSO}_4^- + 3\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{SO}_2(\text{aq}) + 2\text{H}_2\text{O}$	0,16	2,71
$[\text{HXeO}_4]^- + 3\text{H}_2\text{O} + 6\text{e}^- = \text{Xe}(\text{g}) + 7\text{OH}^-$	1,24	20,97
$[\text{HXeO}_6]^{-3} + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- = [\text{HXeO}_4]^- + 4\text{OH}^-$	0,99	16,74
$[\text{HXeO}_6]^{-3} + 5\text{H}_2\text{O} + 8\text{e}^- = \text{Xe}(\text{g}) + 11\text{OH}^-$	1,18	19,96
$\text{I}_2(\text{s}) + 2\text{e}^- = 2\text{I}^-$	0,54	9,13
$\text{I}_3^- + 2\text{e}^- = 3\text{I}^-$	0,53	8,96
$\text{In}^{3+} + 3\text{e}^- = \text{In}(\text{s})$	-0,34	-5,75
$2\text{IO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10\text{e}^- = \text{I}_2(\text{s}) + 6\text{H}_2\text{O}$	1,2	20,29
$\text{IO}_3^- + 5\text{H}^+ + 4\text{e}^- = \text{HIO}(\text{aq}) + 2\text{H}_2\text{O}$	1,13	19,11
$[\text{IrCl}_6]^{-2} + 1\text{e}^- = [\text{IrCl}_6]^{3-}$	0,87	14,71
$\text{K}^+ + 1\text{e}^- = \text{K}(\text{s})$	-2,931	-49,57
$2\text{KrF}_2(\text{aq}) + 2\text{e}^- = 2\text{KrF}^+(\text{aq}) + \text{F}_2(\text{g})$	3,27	55,30
$\text{La}(\text{OH})_3(\text{s}) + 3\text{e}^- = \text{La}(\text{s}) + 3\text{OH}^-$	-2,9	-49,05
$\text{La}^{3+} + 3\text{e}^- = \text{La}(\text{s})$	-2,379	-40,23
$\text{Li}^+ + 1\text{e}^- = \text{Li}(\text{s})$	-3,0401	-51,42
$\text{Lr}^{3+} + 3\text{e}^- = \text{Lr}$	-1,96	-33,15
$\text{Lu}^{3+} + 3\text{e}^- = \text{Lu}$	-2,28	-38,56
$\text{Md}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Md}$	-2,4	-40,59
$\text{Mg}(\text{OH})_2 + 2\text{e}^- = \text{Mg} + 2\text{OH}^-$	-2,69	-45,49
$\text{Mg}^{++} + 1\text{e}^- = \text{Mg}$	-2,7	-45,66
$\text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Mg}(\text{s})$	-2,372	-40,12
$\text{Mn}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Mn}(\text{s})$	-1,185	-20,04
$\text{MnO}_2(\text{s}) + 4\text{H}^+ + 1\text{e}^- = \text{Mn}^{3+} + 2\text{H}_2\text{O}$	0,95	16,07
$\text{MnO}_2(\text{s}) + 4\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	1,23	20,80

$\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\text{e}^- = \text{MnO}_2(\text{s}) + 4\text{OH}^-$	0,59	9,98
$\text{MnO}_4^- + \text{H}^+ + 1\text{e}^- = \text{HMnO}_4^-$	0,9	15,22
$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e}^- = \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	1,51	25,54
$\text{MnO}_4^- + 4\text{H}^+ + 3\text{e}^- = \text{MnO}_2(\text{s}) + 2\text{H}_2\text{O}$	1,7	28,75
$\text{MoO}_2(\text{s}) + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^- = \text{Mo}(\text{s}) + 2\text{H}_2\text{O}$	-0,15	-2,54
$3\text{N}_2(\text{g}) + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = 2\text{HN}_3(\text{aq})$	-3,09	-52,26
$\text{N}_2(\text{g}) + 4\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- = 2\text{NH}_2\text{OH}(\text{aq}) + 2\text{OH}^-$	-3,04	-51,41
$\text{N}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O} + 6\text{H}^+ + 6\text{e}^- = 2\text{NH}_4\text{OH}(\text{aq})$	0,092	1,56
$\text{N}_2\text{H}_4(\text{aq}) + 4\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- = 2\text{NH}_4^+ + 4\text{OH}^-$	0,11	1,86
$\text{Na}^+ + 1\text{e}^- = \text{Na}(\text{s})$	-2,71	-45,83
$\text{Nb}^{3+} + 3\text{e}^- = \text{Nb}(\text{s})$	-1,099	-18,59
$\text{Nd}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Nd}$	-2,1	-35,52
$\text{Nd}^{3+} + 1\text{e}^- = \text{Nd}^{2+}$	-2,7	-45,66
$\text{Nd}^{3+} + 3\text{e}^- = \text{Nd}$	-2,323	-39,29
$2\text{NH}_3\text{OH}^+ + \text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{N}_2\text{H}_5^+ + 2\text{H}_2\text{O}$	1,42	24,02
$\text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Ni}(\text{s})$	-0,25	-4,23
$\text{NiO}_2(\text{s}) + 4\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{Ni}^{2+} + 2\text{OH}^-$	1,59	26,89
$\text{No}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{No}$	-2,5	-42,28
$\text{NO}_3^-(\text{aq}) + 2\text{H}^+ + 1\text{e}^- = \text{NO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}$	0,8	13,53
$\text{Np}^{3+} + 3\text{e}^- = \text{Np}$	-1,856	-31,39
$\text{O}_2(\text{g}) + \text{H}^+ + 1\text{e}^- = \text{HO}_2^*(\text{aq})$	-0,13	-2,20
$\text{O}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{e}^- = 4\text{OH}^-(\text{aq})$	0,401	6,78
$\text{O}_2(\text{g}) + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{H}_2\text{O}_2(\text{aq})$	0,7	11,84
$\text{O}_2(\text{g}) + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^- = 2\text{H}_2\text{O}$	1,229	20,79
$\text{O}_3(\text{g}) + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{O}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}$	2,075	35,09
$\text{P}(\text{red}) + 3\text{H}^+ + 3\text{e}^- = \text{PH}_3(\text{g})$	-0,111	-1,88
$\text{P}(\text{white}) + 3\text{H}^+ + 3\text{e}^- = \text{PH}_3(\text{g})$	-0,063	-1,07
$\text{Pa}^{4+} + 1\text{e}^- = \text{Pa}^{3+}$	-1,9	-32,13
$\text{Pb}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Pb}(\text{s})$	-0,126	-2,13
$\text{Pb}^{4+} + 2\text{e}^- = \text{Pb}^{2+}$	1,69	28,58
$\text{P-Benzochinone} + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{Hydrochinone}$	0,6992	11,83
$\text{PbO}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- = \text{Pb}(\text{s}) + 2\text{OH}^-$	-0,58	-9,81
$\text{PbSO}_4(\text{s}) + 2\text{e}^- = \text{Pb}(\text{s}) + \text{SO}_4^{2-}$	-0,3588	-6,07
$\text{PbSO}_4(\text{s}) + 2\text{e}^- = \text{Pb}(\text{Hg}) + \text{SO}_4^{2-}$	-0,3505	-5,93
$\text{Pd}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Pd}(\text{s})$	0,915	15,47
$\text{Pm}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Pm}$	-2,2	-37,21
$\text{Pm}^{3+} + 1\text{e}^- = \text{Pm}^{2+}$	-2,6	-43,97
$\text{Pr}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Pr}$	-2	-33,82
$\text{Pr}^{3+} + 1\text{e}^- = \text{Pr}^{2+}$	-3,1	-52,43
$\text{Pr}^{3+} + 3\text{e}^- = \text{Pr}$	-2,353	-39,80
$\text{Pt}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Pt}(\text{s})$	1,188	20,09
$\text{PtCl}_4^{2-} + 2\text{e}^- = \text{Pt}(\text{s}) + 4\text{Cl}^-$	0,758	12,82
$\text{PtCl}_6^{2-} + 2\text{e}^- = \text{PtCl}_4^{2-} + 2\text{Cl}^-$	0,726	12,28
$\text{Pu}^{3+} + 3\text{e}^- = \text{Pu}$	-2,031	-34,35
$\text{Ra}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Ra}(\text{s})$	-2,8	-47,35
$\text{Rb}^+ + 1\text{e}^- = \text{Rb}(\text{s})$	-2,98	-50,40
$\text{Re}^{3+} + 3\text{e}^- = \text{Re}(\text{s})$	0,3	5,07
$\text{Ru}(\text{NH}_3)_6^{3+} + 1\text{e}^- = \text{Ru}(\text{NH}_3)_6^{2+}$	0,1	1,69
$\text{S}(\text{s}) + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{H}_2\text{S}(\text{g})$	0,14	2,37
$\text{S}_2\text{O}_3^{2-} + 6\text{H}^+ + 4\text{e}^- = 2\text{S}(\text{s}) + 3\text{H}_2\text{O}$	0,6	10,15
$\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2\text{e}^- = 2\text{SO}_4^{2-}$	2,01	33,99
$\text{S}_4\text{O}_6^{2-} + 2\text{e}^- = 2\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	0,08	1,35
$\text{SbO}^+ + 2\text{H}^+ + 3\text{e}^- = \text{Sb}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}$	0,2	3,38
$\text{Sc}^{3+} + 3\text{e}^- = \text{Sc}(\text{s})$	-2,077	-35,13
$\text{Se}(\text{s}) + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{H}_2\text{Se}(\text{g})$	-0,11	-1,86
$\text{Si}(\text{s}) + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^- = \text{SiH}_4(\text{g})$	-0,14	-2,37
$\text{SiO}_2(\text{s}) + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^- = \text{Si}(\text{s}) + 2\text{H}_2\text{O}$	-0,91	-15,39

$\text{SiO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} + 4\text{e}^- = \text{Si} + 6\text{OH}^-$	-1,697	-28,70
$\text{Sm}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Sm}$	-2,68	-45,33
$\text{Sm}^{3+} + 3\text{e}^- = \text{Sm}$	-2,304	-38,97
$\text{Sn}(\text{s}) + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^- = \text{SnH}_4(\text{g})$	-1,07	-18,10
$\text{Sn}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Sn}(\text{s})$	-0,13	-2,20
$\text{Sn}^{4+} + 2\text{e}^- = \text{Sn}^{2+}$	0,15	2,54
$\text{SnO}(\text{s}) + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{Sn}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}$	-0,1	-1,69
$\text{SnO}_2(\text{s}) + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^- = \text{Sn}(\text{s}) + 2\text{H}_2\text{O}$	-0,09	-1,52
$\text{SO}_2(\text{aq}) + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^- = \text{S}(\text{s}) + 2\text{H}_2\text{O}$	0,5	8,46
$\text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{SO}_2(\text{aq}) + 2\text{H}_2\text{O}$	0,17	2,88
$\text{Sr}(\text{OH})_2 + 2\text{e}^- = \text{Sr} + 2\text{OH}^-$	-2,88	-48,71
$\text{Sr} + 1\text{e}^- = \text{Sr}$	-4,1	-69,34
$\text{Sr}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Sr}(\text{s})$	-2,899	-49,03
$\text{Sr}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Sr}/\text{Hg}$	-1,793	-30,32
$\beta\text{-PbO}_2(\text{s}) + 4\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{Pb}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	1,46	24,69
$\text{Ta}_2\text{O}_5(\text{s}) + 10\text{H}^+ + 10\text{e}^- = 2\text{Ta}(\text{s}) + 5\text{H}_2\text{O}$	-0,75	-12,68
$\text{Ta}^{3+} + 3\text{e}^- = \text{Ta}(\text{s})$	-0,6	-10,15
$\text{Tb}^{3+} + 3\text{e}^- = \text{Tb}$	-2,28	-38,56
$\text{Te}(\text{s}) + 2\text{e}^- = \text{Te}^{2-}$	-1,143	-19,33
$\text{Th}(\text{OH})_4 + 4\text{e}^- = \text{Th} + 4\text{OH}^-$	-2,48	-41,94
$\text{Th}^{4+} + 4\text{e}^- = \text{Th}$	-1,899	-32,12
$\text{ThO}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^- = \text{Th} + 2\text{H}_2\text{O}$	-1,789	-30,26
$\text{Ti}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Ti}(\text{s})$	-1,63	-27,57
$\text{Ti}_2\text{O}_3(\text{s}) + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = 2\text{TiO}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}$	-1,23	-20,80
$\text{Ti}^{3+} + 3\text{e}^- = \text{Ti}(\text{s})$	-1,37	-23,17
$\text{TiO}(\text{s}) + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{Ti}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}$	-1,31	-22,16
$2\text{TiO}_2(\text{s}) + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{Ti}_2\text{O}_3(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}$	-0,56	-9,47
$\text{TiO}_2 + 2\text{H}^+ + 4\text{e}^- = \text{Ti}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}$	-0,86	-14,54
$\text{TiO}_2 + 2\text{H}^+ + 1\text{e}^- = \text{Ti}^{3+} + \text{H}_2\text{O}$	0,19	3,21
$\text{Tl} + 1\text{e}^- = \text{Tl}(\text{s})$	-0,34	-5,75
$\text{Tl}^{3+} + 3\text{e}^- = \text{Tl}(\text{s})$	0,72	12,18
$\text{Tl}^{3+} + 2\text{e}^- = \text{Tl}^+$	1,25	21,14
$\text{Tm}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Tm}$	-2,4	-40,59
$\text{Tm}^{3+} + 3\text{e}^- = \text{Tm}$	-2,319	-39,22
$\text{Tm}^{3+} + 1\text{e}^- = \text{Tm}^{2+}$	-2,2	-37,21
$\text{U}^{3+} + 3\text{e}^- = \text{U}$	-1,798	-30,41
$\text{U}^{4+} + 1\text{e}^- = \text{U}^{3+}$	-0,52	-8,79
$\text{UO}_2 + 4\text{H}^+ + 1\text{e}^- = \text{U}^{4+} + 2\text{H}_2\text{O}$	0,273	4,62
$\text{UO}_2^{2+} + 1\text{e}^- = \text{UO}_2^+$	0,163	2,76
$\text{V}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{V}(\text{s})$	-1,13	-19,11
$\text{V}^{3+} + 1\text{e}^- = \text{V}^{2+}$	-0,26	-4,40
$[\text{VO}_2]^+(\text{aq}) + 2\text{H}^+ + 1\text{e}^- = [\text{VO}]^{2+}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}$	1	16,91
$\text{VO}_2 + 2\text{H}^+ + 1\text{e}^- = \text{V}^{3+} + \text{H}_2\text{O}$	0,34	5,75
$\text{WO}_2(\text{s}) + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^- = \text{W}(\text{s}) + 2\text{H}_2\text{O}$	-0,12	-2,03
$\text{WO}_3(\text{aq}) + 6\text{H}^+ + 6\text{e}^- = \text{W}(\text{s}) + 3\text{H}_2\text{O}$	-0,09	-1,52
$\text{XeF}_2(\text{aq}) + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{Xe}(\text{g}) + 2\text{HF}(\text{aq})$	2,32	39,24
$\text{XeO}_3(\text{aq}) + 6\text{H}^+ + 6\text{e}^- = \text{Xe}(\text{g}) + 3\text{H}_2\text{O}$	2,12	35,85
$\text{Y}^{3+} + 3\text{e}^- = \text{Y}(\text{s})$	-2,372	-40,12
$\text{Yb}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Yb}$	-2,76	-46,68
$\text{Yb}^{3+} + 3\text{e}^- = \text{Yb}$	-2,19	-37,04
$\text{Zn}(\text{OH})_4^{2-} + 2\text{e}^- = \text{Zn}(\text{s}) + 4\text{OH}^-$	-1,199	-20,28
$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Zn}(\text{Hg})$	-0,7628	-12,90
$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Zn}(\text{s})$	-0,7618	-12,88
$\text{Zr}^{4+} + 4\text{e}^- = \text{Zr}(\text{s})$	-1,45	-24,52
$\text{ZrO}(\text{OH})_2(\text{s}) + \text{H}_2\text{O} + 4\text{e}^- = \text{Zr}(\text{s}) + 4\text{OH}^-$	-2,36	-39,91
$\text{ZrO}_2(\text{s}) + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^- = \text{Zr}(\text{s}) + 2\text{H}_2\text{O}$	-1,553	-26,27

Tabela adaptada de http://web.archive.org/web/20070518092613/http://www.northland.cc.mn.us/Chemistry/standard_reduction_potentials.htm

ANEXO B – Tabela de potenciais-padrão e pE° na escala padrão de hidrogênio, ordenados pelo potencial

Atenção: para fins técnicos ou científicos, não use dados desta tabela sem verificá-los em fonte mais segura.

E° _{EPH} V	pE°	equilíbrio
3,27	55,30	2KrF ₂ (aq) + 2 e ⁻ = 2 KrF+(aq) + F ₂ (g)
3,05	51,58	F ₂ (g) + 2 H+ + 2 e ⁻ = 2 HF(aq)
2,87	48,54	F ₂ (g) + 2 e ⁻ = 2 F ⁻
2,42	40,93	H ₄ XeO ₆ (aq) + 2 H+ + 2 e ⁻ = XeO ₃ (aq) + H ₂ O
2,32	39,24	XeF ₂ (aq) + 2 H+ + 2 e ⁻ = Xe(g) + 2 HF(aq)
2,2	37,21	FeO ₄ ²⁻ + 8 H+ + 3 e ⁻ = Fe ³⁺ + 4 H ₂ O
2,18	36,87	H ₄ XeO ₆ (aq) + 8 H+ + 8 e ⁻ = Xe(g) + 6 H ₂ O
2,12	35,85	XeO ₃ (aq) + 6 H+ + 6 e ⁻ = Xe(g) + 3 H ₂ O
2,09	35,35	HMnO ₄ ⁻ + 3 H+ + 2 e ⁻ = MnO ₂ (s) + 2 H ₂ O
2,075	35,09	O ₃ (g) + 2 H+ + 2 e ⁻ = O ₂ (g) + H ₂ O
2,01	33,99	S ₂ O ₈ ²⁻ + 2 e ⁻ = 2 SO ₄ ²⁻
1,98	33,49	Ag ₂ ⁺ + 1 e ⁻ = Ag ⁺
1,85	31,29	BrO ₄ ⁻ + 2 H+ + 2 e ⁻ = BrO ₃ ⁻ + H ₂ O
1,83	30,95	Au ⁺ + 1 e ⁻ = Au(s)
1,82	30,78	Co ³⁺ + 1 e ⁻ = Co ²⁺
1,78	30,10	H ₂ O ₂ (aq) + 2 H+ + 2 e ⁻ = 2 H ₂ O
1,77	29,94	AgO(s) + 2 H+ + 1 e ⁻ = Ag ⁺ + H ₂ O
1,7	28,75	MnO ₄ ⁻ + 4 H+ + 3 e ⁻ = MnO ₂ (s) + 2 H ₂ O
1,69	28,58	Pb ⁴⁺ + 2 e ⁻ = Pb ²⁺
1,67	28,24	HClO ₂ (aq) + 2 H+ + 2 e ⁻ = HClO(aq) + H ₂ O
1,67	28,24	Ag ₂ O ₃ (s) + 6 H+ + 4 e ⁻ = 2 Ag ⁺ + 3 H ₂ O
1,63	27,57	2 HClO(aq) + 2 H+ + 2 e ⁻ = Cl ₂ (g) + 2 H ₂ O
1,61	27,23	Ce ⁴⁺ + 1 e ⁻ = Ce ³⁺
1,59	26,89	NiO ₂ (s) + 4 H+ + 2 e ⁻ = Ni ²⁺ + 2 OH ⁻
1,52	25,71	Au ³⁺ + 3 e ⁻ = Au(s)
1,51	25,54	MnO ₄ ⁻ + 8 H+ + 5 e ⁻ = Mn ²⁺ + 4 H ₂ O
1,51	25,54	HO ₂ • + H+ + 1 e ⁻ = H ₂ O ₂ (aq)
1,49	25,20	2 ClO ₃ ⁻ + 12 H+ + 10 e ⁻ = Cl ₂ (g) + 6 H ₂ O
1,49	25,20	HClO(aq) + H+ + 2 e ⁻ = Cl ⁻ (aq) + H ₂ O
1,48	25,03	2 BrO ₃ ⁻ + 12 H+ + 10 e ⁻ = Br ₂ (l) + 6 H ₂ O
1,468	24,83	α-PbO ₂ (s) + 4 H+ + 2 e ⁻ = Pb ²⁺ + 2 H ₂ O
1,46	24,69	β-PbO ₂ (s) + 4 H+ + 2 e ⁻ = Pb ²⁺ + 2 H ₂ O
1,45	24,52	BrO ₃ ⁻ + 5 H+ + 4 e ⁻ = HBrO(aq) + 2 H ₂ O
1,44	24,35	2 HIO(aq) + 2 H+ + 2 e ⁻ = I ₂ (s) + 2 H ₂ O
1,42	24,02	2 NH ₃ OH ⁺ + H+ + 2 e ⁻ = N ₂ H ₅ ⁺ + 2 H ₂ O
1,42	24,02	CoO ₂ (s) + 4 H+ + 1 e ⁻ = Co ³⁺ + 2 H ₂ O
1,36	23,00	Cl ₂ (g) + 2 e ⁻ = 2 Cl ⁻
1,33	22,49	Cr ₂ O ₇ ²⁻ + 14 H+ + 6 e ⁻ = 2 Cr ³⁺ + 7 H ₂ O
1,25	21,14	Tl ³⁺ + 2 e ⁻ = Tl ⁺
1,24	20,97	[HXeO ₄] ⁻ + 3 H ₂ O + 6 e ⁻ = Xe(g) + 7 OH ⁻
1,23	20,80	MnO ₂ (s) + 4 H+ + 2 e ⁻ = Mn ²⁺ + 2 H ₂ O
1,229	20,79	O ₂ (g) + 4 H+ + 4 e ⁻ = 2 H ₂ O
1,2	20,29	2 IO ₃ ⁻ + 12 H+ + 10 e ⁻ = I ₂ (s) + 6 H ₂ O
1,2	20,29	ClO ₄ ⁻ + 2 H+ + 2 e ⁻ = ClO ₃ ⁻ + H ₂ O
1,19	20,13	ClO ₂ (g) + H+ + 1 e ⁻ = HClO ₂ (aq)
1,188	20,09	Pt ²⁺ + 2 e ⁻ = Pt(s)
1,18	19,96	[HXeO ₆] ³⁻ + 5 H ₂ O + 8 e ⁻ = Xe(g) + 11 OH ⁻
1,18	19,96	ClO ₃ ⁻ + 2 H+ + 1 e ⁻ = ClO ₂ (g) + H ₂ O
1,17	19,79	Ag ₂ O(s) + 2 H+ + 2 e ⁻ = 2 Ag(s) + H ₂ O
1,15	19,45	HSeO ₄ ⁻ + 3 H+ + 2 e ⁻ = H ₂ SeO ₃ (aq) + H ₂ O
1,15	19,45	[AuCl ₂] ⁻ + 1 e ⁻ = Au(s) + 2 Cl ⁻
1,13	19,11	IO ₃ ⁻ + 5 H+ + 4 e ⁻ = HIO(aq) + 2 H ₂ O
1,0873	18,39	Br ₂ (aq) + 2 e ⁻ = 2 Br ⁻
1,066	18,03	Br ₂ (l) + 2 e ⁻ = 2 Br ⁻
1,02	17,25	H ₆ TeO ₆ (aq) + 2 H+ + 2 e ⁻ = TeO ₂ (s) + 4 H ₂ O

1	16,91	$[\text{VO}_2]^+(\text{aq}) + 2 \text{H}^+ + 1 \text{e}^- = [\text{VO}]^{2+}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}$
0,99	16,74	$[\text{HXeO}_6]^{-3} + 2 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^- = [\text{HXeO}_4]^- + 4 \text{OH}^-$
0,96	16,24	$[\text{AuBr}_2]^- + 1 \text{e}^- = \text{Au}(\text{s}) + 2 \text{Br}^-$
0,95	16,07	$\text{MnO}_2(\text{s}) + 4 \text{H}^+ + 1 \text{e}^- = \text{Mn}^{3+} + 2 \text{H}_2\text{O}$
0,93	15,73	$[\text{AuCl}_4]^- + 3 \text{e}^- = \text{Au}(\text{s}) + 4 \text{Cl}^-$
0,915	15,47	$\text{Pd}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Pd}(\text{s})$
0,91	15,39	$2 \text{Hg}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Hg}_2^{2+}$
0,9	15,22	$\text{MnO}_4^- + \text{H}^+ + 1 \text{e}^- = \text{HMnO}_4^-$
0,87	14,71	$[\text{IrCl}_6]^{-2} + 1 \text{e}^- = [\text{IrCl}_6]^{3-}$
0,85	14,38	$\text{Hg}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Hg}(\text{l})$
0,85	14,38	$[\text{AuBr}_4]^- + 3 \text{e}^- = \text{Au}(\text{s}) + 4 \text{Br}^-$
0,81	13,70	$2 \text{FeO}_4^{2-} + 5 \text{H}_2\text{O} + 6 \text{e}^- = \text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s}) + 10 \text{OH}^-$
0,8	13,53	$\text{NO}_3^-(\text{aq}) + 2 \text{H}^+ + 1 \text{e}^- = \text{NO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}$
0,8	13,53	$\text{Hg}_2^{2+} + 2 \text{e}^- = 2 \text{Hg}(\text{l})$
0,7996	13,52	$\text{Ag}^+ + 1 \text{e}^- = \text{Ag}(\text{s})$
0,77	13,02	$\text{Fe}^{3+} + 1 \text{e}^- = \text{Fe}^{2+}$
0,758	12,82	$\text{PtCl}_4^{2-} + 2 \text{e}^- = \text{Pt}(\text{s}) + 4 \text{Cl}^-$
0,74	12,52	$\text{H}_2\text{SeO}_3(\text{aq}) + 4 \text{H}^+ + 4 \text{e}^- = \text{Se}(\text{s}) + 3 \text{H}_2\text{O}$
0,726	12,28	$\text{PtCl}_6^{2-} + 2 \text{e}^- = \text{PtCl}_4^{2-} + 2 \text{Cl}^-$
0,72	12,18	$\text{Tl}^{3+} + 3 \text{e}^- = \text{Tl}(\text{s})$
0,7	11,84	$\text{O}_2(\text{g}) + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = \text{H}_2\text{O}_2(\text{aq})$
0,6992	11,83	$\text{P-Benzochinone} + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = \text{Hydrochinone}$
0,65	10,99	$\text{H}_2\text{MoO}_4(\text{aq}) + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = \text{MoO}_2(\text{s}) + 2 \text{H}_2\text{O}$
0,6	10,15	$\text{S}_2\text{O}_3^{2-} + 6 \text{H}^+ + 4 \text{e}^- = 2 \text{S}(\text{s}) + 3 \text{H}_2\text{O}$
0,59	9,98	$\text{MnO}_4^- + 2 \text{H}_2\text{O} + 3 \text{e}^- = \text{MnO}_2(\text{s}) + 4 \text{OH}^-$
0,58	9,81	$[\text{Au}_2]^- + 1 \text{e}^- = \text{Au}(\text{s}) + 2 \text{I}^-$
0,56	9,47	$\text{H}_3\text{AsO}_4(\text{aq}) + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = \text{H}_3\text{AsO}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}$
0,56	9,47	$[\text{Au}_4]^- + 3 \text{e}^- = \text{Au}(\text{s}) + 4 \text{I}^-$
0,54	9,13	$\text{I}_2(\text{s}) + 2 \text{e}^- = 2 \text{I}^-$
0,53	8,96	$\text{I}_3^- + 2 \text{e}^- = 3 \text{I}^-$
0,52	8,79	$\text{Cu}^+ + 1 \text{e}^- = \text{Cu}(\text{s})$
0,52	8,79	$\text{CO}(\text{g}) + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = \text{C}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}$
0,5	8,46	$\text{SO}_2(\text{aq}) + 4 \text{H}^+ + 4 \text{e}^- = \text{S}(\text{s}) + 2 \text{H}_2\text{O}$
0,5	8,46	$\text{CH}_3\text{OH}(\text{aq}) + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = \text{CH}_4(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}$
0,43	7,27	$\text{H}_2\text{MoO}_4 + 6 \text{H}^+ + 3 \text{e}^- = \text{Mo}^{3+} + 2 \text{H}_2\text{O}$
0,401	6,78	$\text{O}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O} + 4 \text{e}^- = 4 \text{OH}^-(\text{aq})$
0,4	6,76	$\text{Fc}^+ + 1 \text{e}^- = \text{Fc}(\text{s})$
0,36	6,09	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{-3} + 1 \text{e}^- = [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$
0,34	5,75	$\text{VO}_2^+ + 2 \text{H}^+ + 1 \text{e}^- = \text{V}^{3+} + \text{H}_2\text{O}$
0,337	5,70	$\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Cu}(\text{s})$
0,308	5,21	$\text{Bi}^{3+} + 3 \text{e}^- = \text{Bi}(\text{s})$
0,3	5,07	$\text{Re}^{3+} + 3 \text{e}^- = \text{Re}(\text{s})$
0,273	4,62	$\text{UO}_2^+ + 4 \text{H}^+ + 1 \text{e}^- = \text{U}^{4+} + 2 \text{H}_2\text{O}$
0,26	4,40	$\text{GeO}(\text{s}) + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = \text{Ge}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}$
0,24	4,06	$\text{H}_3\text{AsO}_3(\text{aq}) + 3 \text{H}^+ + 3 \text{e}^- = \text{As}(\text{s}) + 3 \text{H}_2\text{O}$
0,22233	3,76	$\text{AgCl}(\text{s}) + 1 \text{e}^- = \text{Ag}(\text{s}) + \text{Cl}^-$
0,2	3,38	$\text{SbO}^+ + 2 \text{H}^+ + 3 \text{e}^- = \text{Sb}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}$
0,19	3,21	$\text{TiO}_2^+ + 2 \text{H}^+ + 1 \text{e}^- = \text{Ti}^{3+} + \text{H}_2\text{O}$
0,17	2,88	$\text{SO}_4^{2-} + 4 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = \text{SO}_2(\text{aq}) + 2 \text{H}_2\text{O}$
0,163	2,76	$\text{UO}_2^{2+} + 1 \text{e}^- = \text{UO}_2^+$
0,16	2,71	$\text{HSO}_4^- + 3 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = \text{SO}_2(\text{aq}) + 2 \text{H}_2\text{O}$
0,159	2,69	$\text{Cu}^{2+} + 1 \text{e}^- = \text{Cu}^+$
0,15	2,54	$\text{Sn}^{4+} + 2 \text{e}^- = \text{Sn}^{2+}$
0,14	2,37	$\text{S}(\text{s}) + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = \text{H}_2\text{S}(\text{g})$
0,13	2,20	$\text{C}(\text{s}) + 4 \text{H}^+ + 4 \text{e}^- = \text{CH}_4(\text{g})$
0,13	2,20	$\text{HCHO}(\text{aq}) + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = \text{CH}_3\text{OH}(\text{aq})$
0,12	2,03	$\text{Ge}^{4+} + 4 \text{e}^- = \text{Ge}(\text{s})$

0,11	1,86	$\text{H}_2\text{MoO}_4(\text{aq}) + 6\text{H}^+ + 6\text{e}^- = \text{Mo}(\text{s}) + 4\text{H}_2\text{O}$
0,11	1,86	$\text{N}_2\text{H}_4(\text{aq}) + 4\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- = 2\text{NH}_4^+ + 4\text{OH}^-$
0,1	1,69	$\text{Ru}(\text{NH}_3)_6^{3+} + 1\text{e}^- = \text{Ru}(\text{NH}_3)_6^{2+}$
0,1	1,69	$\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+} + 1\text{e}^- = \text{Cu}(\text{NH}_3)_2 + 2\text{NH}_3$
0,0977	1,65	$\text{HgO}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- = \text{Hg}(\text{l}) + 2\text{OH}^-$
0,092	1,56	$\text{N}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O} + 6\text{H}^+ + 6\text{e}^- = 2\text{NH}_4\text{OH}(\text{aq})$
0,085	1,44	$\text{Fe}_3\text{O}_4(\text{s}) + 8\text{H}^+ + 8\text{e}^- = 3\text{Fe}(\text{s}) + 4\text{H}_2\text{O}$
0,08	1,35	$\text{S}_4\text{O}_6^{2-} + 2\text{e}^- = 2\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$
0,07133	1,21	$\text{AgBr}(\text{s}) + 1\text{e}^- = \text{Ag}(\text{s}) + \text{Br}^-$
0	0,00	$2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{H}_2(\text{g})$
-0,03	-0,51	$\text{HCOOH}(\text{aq}) + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{HCHO}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}$
-0,04	-0,68	$\text{Fe}^{3+} + 3\text{e}^- = \text{Fe}(\text{s})$
-0,063	-1,07	$\text{P}(\text{white}) + 3\text{H}^+ + 3\text{e}^- = \text{PH}_3(\text{g})$
-0,09	-1,52	$\text{WO}_3(\text{aq}) + 6\text{H}^+ + 6\text{e}^- = \text{W}(\text{s}) + 3\text{H}_2\text{O}$
-0,09	-1,52	$\text{SnO}_2(\text{s}) + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^- = \text{SnO}(\text{s}) + 2\text{H}_2\text{O}$
-0,1	-1,69	$\text{SnO}(\text{s}) + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{Sn}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}$
-0,11	-1,86	$\text{CO}_2(\text{g}) + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{HCOOH}(\text{aq})$
-0,11	-1,86	$\text{Se}(\text{s}) + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{H}_2\text{Se}(\text{g})$
-0,11	-1,86	$\text{CO}_2(\text{g}) + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{CO}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}$
-0,111	-1,88	$\text{P}(\text{red}) + 3\text{H}^+ + 3\text{e}^- = \text{PH}_3(\text{g})$
-0,12	-2,03	$\text{WO}_2(\text{s}) + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^- = \text{W}(\text{s}) + 2\text{H}_2\text{O}$
-0,126	-2,13	$\text{Pb}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Pb}(\text{s})$
-0,13	-2,20	$\text{Sn}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Sn}(\text{s})$
-0,13	-2,20	$\text{O}_2(\text{g}) + \text{H}^+ + 1\text{e}^- = \text{HO}_2^\bullet(\text{aq})$
-0,14	-2,37	$\text{Si}(\text{s}) + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^- = \text{SiH}_4(\text{g})$
-0,15	-2,54	$\text{MoO}_2(\text{s}) + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^- = \text{Mo}(\text{s}) + 2\text{H}_2\text{O}$
-0,15224	-2,57	$\text{Ag}(\text{l}) + 1\text{e}^- = \text{Ag}(\text{s}) + \text{l}^-$
-0,23	-3,89	$\text{As}(\text{s}) + 3\text{H}^+ + 3\text{e}^- = \text{AsH}_3(\text{g})$
-0,25	-4,23	$\text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Ni}(\text{s})$
-0,26	-4,40	$\text{V}^{3+} + 1\text{e}^- = \text{V}^{2+}$
-0,276	-4,67	$\text{H}_3\text{PO}_4(\text{aq}) + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{H}_3\text{PO}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}$
-0,28	-4,74	$\text{Co}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Co}(\text{s})$
-0,29	-4,90	$\text{Ge}(\text{s}) + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^- = \text{GeH}_4(\text{g})$
-0,34	-5,75	$\text{Tl}^+ + 1\text{e}^- = \text{Tl}(\text{s})$
-0,34	-5,75	$\text{In}^{3+} + 3\text{e}^- = \text{In}(\text{s})$
-0,35	-5,92	$\text{Eu}^{3+} + 1\text{e}^- = \text{Eu}^{2+}$
-0,3505	-5,93	$\text{PbSO}_4(\text{s}) + 2\text{e}^- = \text{Pb}(\text{Hg}) + \text{SO}_4^{2-}$
-0,3588	-6,07	$\text{PbSO}_4(\text{s}) + 2\text{e}^- = \text{Pb}(\text{s}) + \text{SO}_4^{2-}$
-0,36	-6,09	$\text{Cu}_2\text{O}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- = 2\text{Cu}(\text{s}) + 2\text{OH}^-$
-0,37	-6,26	$\text{GeO}_2(\text{s}) + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{GeO}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}$
-0,4	-6,76	$\text{Cd}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Cd}(\text{s})$
-0,42	-7,10	$\text{Cr}^{3+} + 1\text{e}^- = \text{Cr}^{2+}$
-0,43	-7,27	$2\text{CO}_2(\text{g}) + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{HOCCOOH}(\text{aq})$
-0,44	-7,44	$\text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Fe}(\text{s})$
-0,454	-7,68	$\text{H}_3\text{PO}_3(\text{aq}) + 3\text{H}^+ + 3\text{e}^- = \text{P}(\text{red})[\text{note } 2] + 3\text{H}_2\text{O}$
-0,499	-8,44	$\text{H}_3\text{PO}_3(\text{aq}) + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{H}_3\text{PO}_2(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}$
-0,508	-8,59	$\text{H}_3\text{PO}_2(\text{aq}) + \text{H}^+ + 1\text{e}^- = \text{P}(\text{white})[\text{note } 2] + 2\text{H}_2\text{O}$
-0,52	-8,79	$\text{U}^{4+} + 1\text{e}^- = \text{U}^{3+}$
-0,53	-8,96	$\text{Ga}^{3+} + 3\text{e}^- = \text{Ga}(\text{s})$
-0,56	-9,47	$2\text{TiO}_2(\text{s}) + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{Ti}_2\text{O}_3(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}$
-0,58	-9,81	$\text{PbO}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- = \text{Pb}(\text{s}) + 2\text{OH}^-$
-0,6	-10,15	$\text{Ta}^{3+} + 3\text{e}^- = \text{Ta}(\text{s})$
-0,6	-10,15	$[\text{Au}(\text{CN})_2]^- + 1\text{e}^- = \text{Au}(\text{s}) + 2\text{CN}^-$
-0,74	-12,52	$\text{Cr}^{3+} + 3\text{e}^- = \text{Cr}(\text{s})$
-0,75	-12,68	$\text{Ta}_2\text{O}_5(\text{s}) + 10\text{H}^+ + 10\text{e}^- = 2\text{Ta}(\text{s}) + 5\text{H}_2\text{O}$
-0,7618	-12,88	$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Zn}(\text{s})$
-0,7628	-12,90	$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Zn}(\text{Hg})$

-0,8	-13,53	$\text{Bi(s)} + 3\text{H}^+ + 3\text{e}^- = \text{BiH}_3$
-0,8277	-14,00	$2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- = \text{H}_2(\text{g}) + 2\text{OH}^-$
-0,86	-14,54	$\text{TiO}_2 + 2\text{H}^+ + 4\text{e}^- = \text{Ti(s)} + \text{H}_2\text{O}$
-0,86	-14,54	$\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s}) + 3\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- = 2\text{Fe(OH)}_2(\text{s}) + 2\text{OH}^-$
-0,89	-15,05	$\text{Fe(OH)}_2(\text{s}) + 2\text{e}^- = \text{Fe(s)} + 2\text{OH}^-$
-0,89	-15,05	$\text{B(OH)}_3(\text{aq}) + 3\text{H}^+ + 3\text{e}^- = \text{B(s)} + 3\text{H}_2\text{O}$
-0,91	-15,39	$\text{SiO}_2(\text{s}) + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^- = \text{Si(s)} + 2\text{H}_2\text{O}$
-1,07	-18,10	$\text{Sn(s)} + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^- = \text{SnH}_4(\text{g})$
-1,099	-18,59	$\text{Nb}^{3+} + 3\text{e}^- = \text{Nb(s)}$
-1,13	-19,11	$\text{V}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{V(s)}$
-1,143	-19,33	$\text{Te(s)} + 2\text{e}^- = \text{Te}^{2-}$
-1,16	-19,62	$\text{Fe(CN)}_6^{4-} + 6\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{Fe(s)} + 6\text{HCN}(\text{aq})$
-1,185	-20,04	$\text{Mn}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Mn(s)}$
-1,199	-20,28	$\text{Zn(OH)}_4^{2-} + 2\text{e}^- = \text{Zn(s)} + 4\text{OH}^-$
-1,23	-20,80	$\text{Ti}_2\text{O}_3(\text{s}) + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = 2\text{TiO(s)} + \text{H}_2\text{O}$
-1,31	-22,16	$\text{TiO(s)} + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{Ti(s)} + \text{H}_2\text{O}$
-1,37	-23,17	$\text{Ti}^{3+} + 3\text{e}^- = \text{Ti(s)}$
-1,45	-24,52	$\text{Zr}^{4+} + 4\text{e}^- = \text{Zr(s)}$
-1,553	-26,27	$\text{ZrO}_2(\text{s}) + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^- = \text{Zr(s)} + 2\text{H}_2\text{O}$
-1,63	-27,57	$\text{Ti}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Ti(s)}$
-1,662	-28,11	$\text{Al}^{3+} + 3\text{e}^- = \text{Al(s)}$
-1,697	-28,70	$\text{SiO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} + 4\text{e}^- = \text{Si} + 6\text{OH}^-$
-1,71	-28,92	$\text{HPO}_3^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} + 3\text{e}^- = \text{P} + 5\text{OH}^-$
-1,724	-29,16	$\text{HfO}_2 + 2\text{H}^+ + 4\text{e}^- = \text{Hf} + \text{H}_2\text{O}$
-1,789	-30,26	$\text{ThO}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^- = \text{Th} + 2\text{H}_2\text{O}$
-1,79	-30,27	$\text{H}_2\text{BO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + 3\text{e}^- = \text{B} + 4\text{OH}^-$
-1,793	-30,32	$\text{Sr}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Sr/Hg}$
-1,798	-30,41	$\text{U}^{3+} + 3\text{e}^- = \text{U}$
-1,82	-30,78	$\text{H}_2\text{PO}_2^- + 1\text{e}^- = \text{P} + 2\text{OH}^-$
-1,847	-31,24	$\text{Be}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Be}$
-1,856	-31,39	$\text{Np}^{3+} + 3\text{e}^- = \text{Np}$
-1,89	-31,96	$\text{Fm}^{3+} + 3\text{e}^- = \text{Fm}$
-1,899	-32,12	$\text{Th}^{4+} + 4\text{e}^- = \text{Th}$
-1,9	-32,13	$\text{Pa}^{4+} + 1\text{e}^- = \text{Pa}^{3+}$
-1,9	-32,13	$\text{Am}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Am}$
-1,91	-32,30	$\text{Es}^{3+} + 3\text{e}^- = \text{Es}$
-1,94	-32,81	$\text{Cf}^{3+} + 3\text{e}^- = \text{Cf}$
-1,96	-33,15	$\text{Lr}^{3+} + 3\text{e}^- = \text{Lr}$
-1,991	-33,67	$\text{Eu}^{3+} + 3\text{e}^- = \text{Eu}$
-2	-33,82	$\text{Pr}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Pr}$
-2	-33,82	$\text{Er}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Er}$
-2,031	-34,35	$\text{Pu}^{3+} + 3\text{e}^- = \text{Pu}$
-2,04	-34,50	$\text{Cm}^{3+} + 3\text{e}^- = \text{Cm}$
-2,048	-34,64	$\text{Am}^{3+} + 3\text{e}^- = \text{Am}$
-2,069	-34,99	$\text{AlF}_6^{3-} + 3\text{e}^- = \text{Al} + 6\text{F}^-$
-2,077	-35,13	$\text{Sc}^{3+} + 3\text{e}^- = \text{Sc(s)}$
-2,1	-35,52	$\text{Nd}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Nd}$
-2,1	-35,52	$\text{Ho}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Ho}$
-2,12	-35,85	$\text{Cf}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Cf}$
-2,19	-37,04	$\text{Yb}^{3+} + 3\text{e}^- = \text{Yb}$
-2,2	-37,21	$\text{Tm}^{3+} + 1\text{e}^- = \text{Tm}^{2+}$
-2,2	-37,21	$\text{Pm}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Pm}$
-2,2	-37,21	$\text{Dy}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Dy}$
-2,2	-37,21	$\text{Ac}^{3+} + 3\text{e}^- = \text{Ac}$
-2,23	-37,71	$\text{Es}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Es}$
-2,23	-37,71	$\text{H}_2 + 2\text{e}^- = 2\text{H}^-$
-2,279	-38,54	$\text{Gd}^{3+} + 3\text{e}^- = \text{Gd}$

-2,28	-38,56	Tb ³⁺ + 3 e ⁻ = Tb
-2,28	-38,56	Lu ³⁺ + 3 e ⁻ = Lu
-2,295	-38,81	Dy ³⁺ + 3 e ⁻ = Dy
-2,3	-38,90	Fm ²⁺ + 2 e ⁻ = Fm
-2,3	-38,90	Am ³⁺ + 1 e ⁻ = Am ²⁺
-2,304	-38,97	Sm ³⁺ + 3 e ⁻ = Sm
-2,31	-39,07	Al(OH) ₃ (s) + 3 e ⁻ = Al(s) + 3 OH ⁻
-2,319	-39,22	Tm ³⁺ + 3 e ⁻ = Tm
-2,323	-39,29	Nd ³⁺ + 3 e ⁻ = Nd
-2,33	-39,41	Ho ³⁺ + 3 e ⁻ = Ho
-2,33	-39,41	H ₂ AlO ₃ ⁻ + H ₂ O + 3 e ⁻ = Al + 4 OH ⁻
-2,331	-39,42	Er ³⁺ + 3 e ⁻ = Er
-2,336	-39,51	Ce ³⁺ + 3 e ⁻ = Ce
-2,353	-39,80	Pr ³⁺ + 3 e ⁻ = Pr
-2,36	-39,91	ZrO(OH) ₂ (s) + H ₂ O + 4 e ⁻ = Zr(s) + 4 OH ⁻
-2,372	-40,12	Y ³⁺ + 3 e ⁻ = Y(s)
-2,372	-40,12	Mg ²⁺ + 2 e ⁻ = Mg(s)
-2,379	-40,23	La ³⁺ + 3 e ⁻ = La(s)
-2,4	-40,59	Tm ²⁺ + 2 e ⁻ = Tm
-2,4	-40,59	Md ²⁺ + 2 e ⁻ = Md
-2,48	-41,94	Th(OH) ₄ + 4 e ⁻ = Th + 4 OH ⁻
-2,5	-42,28	No ²⁺ + 2 e ⁻ = No
-2,5	-42,28	HfO(OH) ₂ + H ₂ O + 4 e ⁻ = Hf + 4 OH ⁻
-2,6	-43,97	Pm ³⁺ + 1 e ⁻ = Pm ²⁺
-2,6	-43,97	Dy ³⁺ + 1 e ⁻ = Dy ²⁺
-2,63	-44,48	Be ₂ O ₃ ²⁻ + 3 H ₂ O + 4 e ⁻ = 2 Be + 6 OH ⁻
-2,68	-45,33	Sm ²⁺ + 2 e ⁻ = Sm
-2,69	-45,49	Mg(OH) ₂ + 2 e ⁻ = Mg + 2 OH ⁻
-2,7	-45,66	Nd ³⁺ + 1 e ⁻ = Nd ²⁺
-2,7	-45,66	Mg + 1 e ⁻ = Mg
-2,71	-45,83	Na + 1 e ⁻ = Na(s)
-2,76	-46,68	Yb ²⁺ + 2 e ⁻ = Yb
-2,8	-47,35	Ra ²⁺ + 2 e ⁻ = Ra(s)
-2,8	-47,35	Ho ³⁺ + 1 e ⁻ = Ho ²⁺
-2,8	-47,35	Bk ³⁺ + 1 e ⁻ = Bk ²⁺
-2,812	-47,56	Eu ²⁺ + 2 e ⁻ = Eu(s)
-2,868	-48,50	Ca ²⁺ + 2 e ⁻ = Ca(s)
-2,88	-48,71	Sr(OH) ₂ + 2 e ⁻ = Sr + 2 OH ⁻
-2,899	-49,03	Sr ²⁺ + 2 e ⁻ = Sr(s)
-2,9	-49,05	La(OH) ₃ (s) + 3 e ⁻ = La(s) + 3 OH ⁻
-2,9	-49,05	Fr + 1 e ⁻ = Fr
-2,912	-49,25	Ba ²⁺ + 2 e ⁻ = Ba(s)
-2,931	-49,57	K + 1 e ⁻ = K(s)
-2,98	-50,40	Rb + 1 e ⁻ = Rb(s)
-2,99	-50,57	Ba(OH) ₂ + 2 e ⁻ = Ba + 2 OH ⁻
-3	-50,74	Er ³⁺ + 1 e ⁻ = Er ²⁺
-3,02	-51,08	Ca(OH) ₂ + 2 e ⁻ = Ca + 2 OH ⁻
-3,026	-51,18	Cs + 1 e ⁻ = Cs(s)
-3,04	-51,41	N ₂ (g) + 4 H ₂ O + 2 e ⁻ = 2 NH ₂ OH(aq) + 2 OH ⁻
-3,0401	-51,42	Li + 1 e ⁻ = Li(s)
-3,09	-52,26	3 N ₂ (g) + 2 H ⁺ + 2 e ⁻ = 2 HN ₃ (aq)
-3,1	-52,43	Pr ³⁺ + 1 e ⁻ = Pr ²⁺
-3,8	-64,27	Ca + 1 e ⁻ = Ca
-4,1	-69,34	Sr + 1 e ⁻ = Sr

Tabela adaptada de http://web.archive.org/web/20070518092613/http://www.northland.cc.mn.us/Chemistry/standard_reduction_potentials.htm