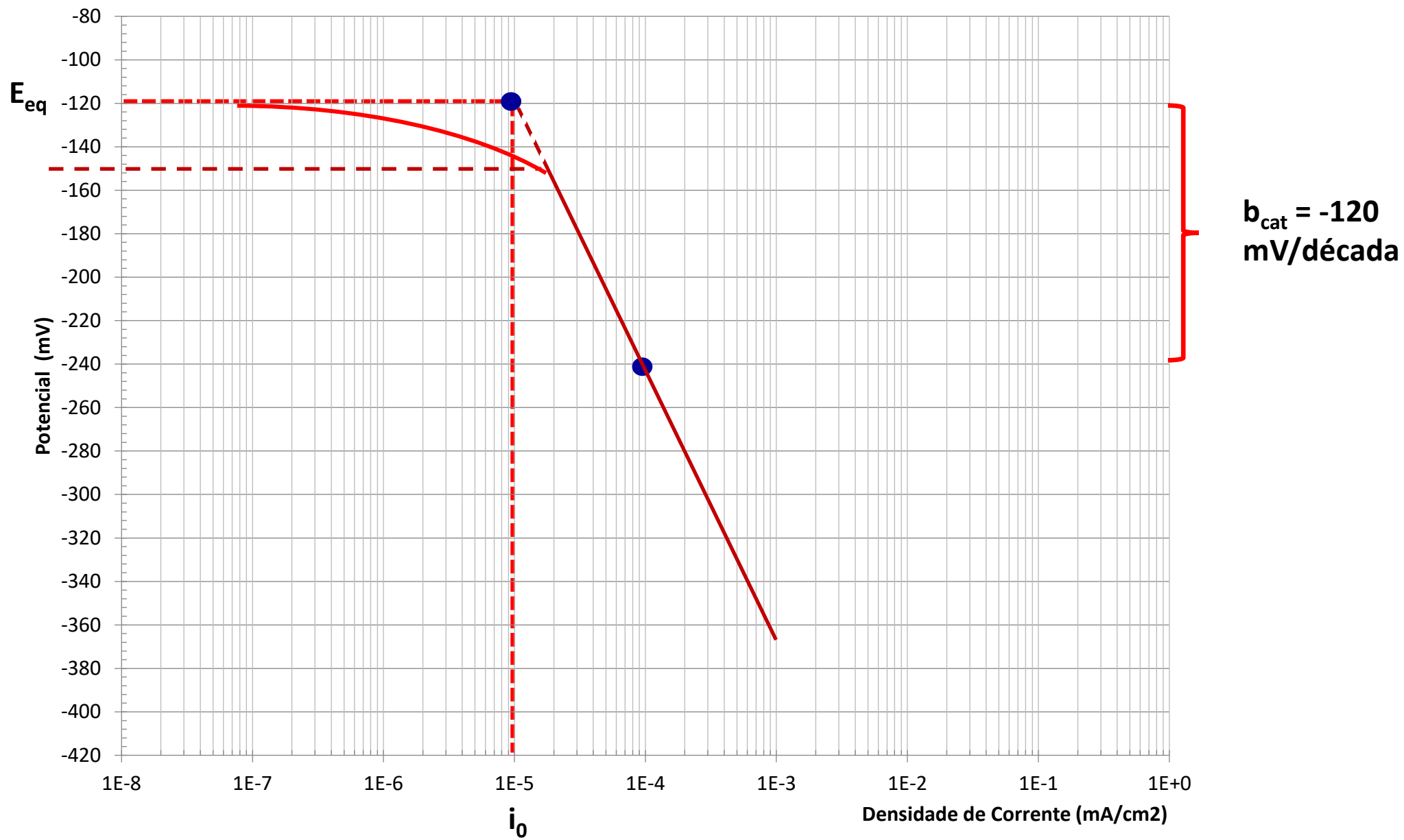
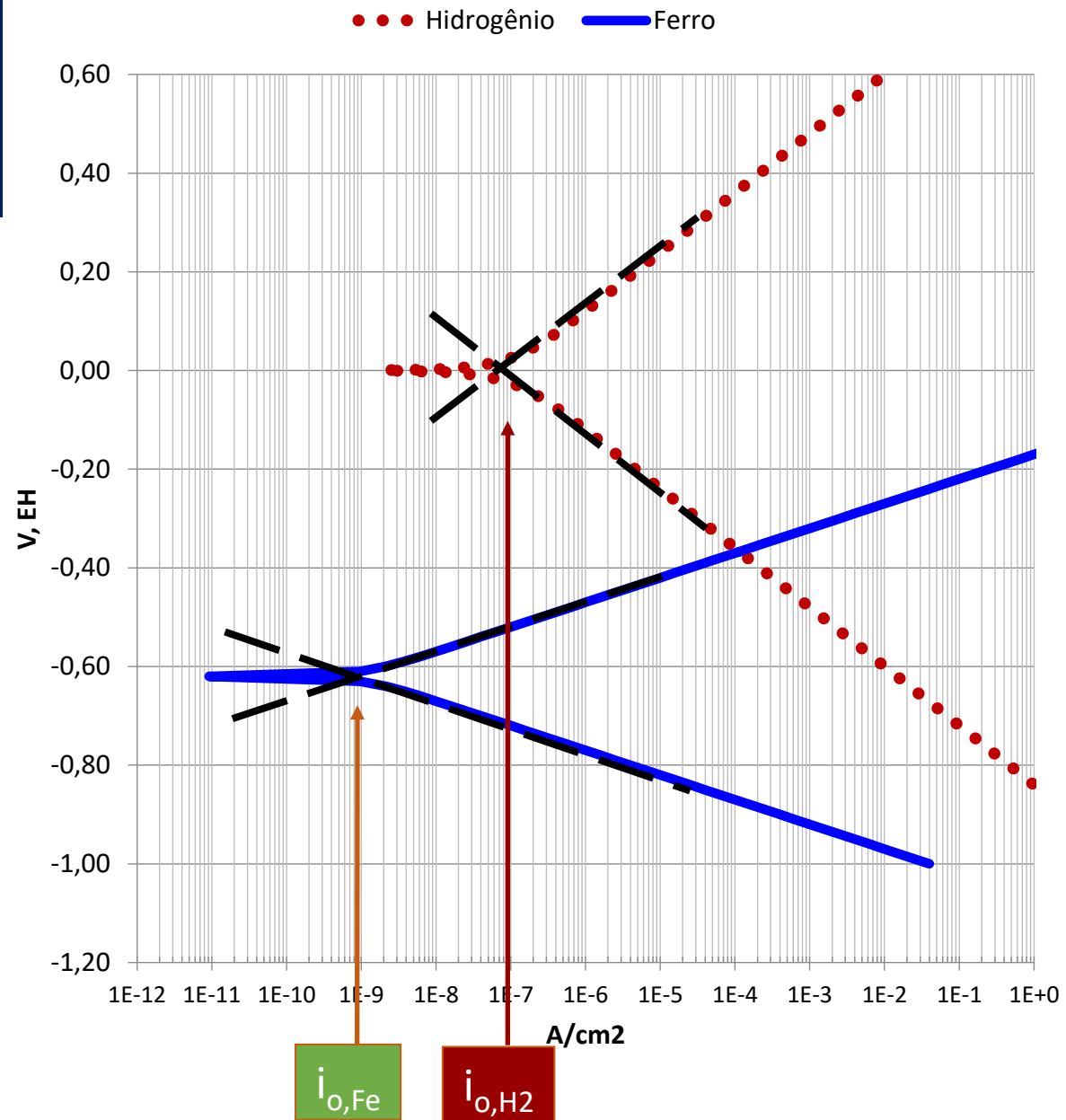


Traçando uma curva de polarização em escala semilogarítmica

Dados necessários: i_0 , E_{eq} , b (coeficiente de Tafel)



Determinação de i_o por extrapolação das retas de Tafel



i_0 para a reação de redução do hidrogênio

- ✓ Uma das reações catódicas mais comuns;
- ✓ A densidade de corrente de troca (**representa a cinética da reação**) é extremamente dependente do metal sobre o qual a reação ocorre;
- ✓ Depende também da composição do eletrólito e da temperatura.

Variação de cerca de **nove ordens de grandeza** entre os diferentes metais

Cinética lenta

Cinética rápida

Reaction	Electrode	Solution	i_0 , amp/cm ²
$2H^+ + 2e = H_2$	Al	2 N H ₂ SO ₄	10^{-10}
$2H^+ + 2e = H_2$	Au	1 N HCl	10^{-6}
$2H^+ + 2e = H_2$	Cu	0.1 N HCl	2×10^{-7}
$2H^+ + 2e = H_2$	Fe	2 N H ₂ SO ₄	10^{-6}
$2H^+ + 2e = H_2$	Hg	1 N HCl	2×10^{-12}
$2H^+ + 2e = H_2$	Hg	5 N HCl	4×10^{-11}
$2H^+ + 2e = H_2$	Ni	1 N HCl	4×10^{-6}
$2H^+ + 2e = H_2$	Pb	1 N HCl	2×10^{-12}
$2H^+ + 2e = H_2$	Pt	1 N HCl	10^{-3}
$2H^+ + 2e = H_2$	Pd	0.6 N HCl	2×10^{-4}
$2H^+ + 2e = H_2$	Sn	1 N HCl	10^{-8}
$O_2 + 4H^+ + 4e = 2H_2O$	Au	0.1 N NaOH	5×10^{-13}
$O_2 + 4H^+ + 4e = 2H_2O$	Pt	0.1 N NaOH	4×10^{-13}
$Fe^{+3} + e = Fe^{+2}$	Pt		2×10^{-3}
$Ni = Ni^{+2} + 2e$	Ni	0.5 N NiSO ₄	10^{-6}

Afeta fortemente a velocidade (corrente) e o potencial de corrosão dos metais oxidados pelo íon H⁺.

Variação de i_0 com o tipo de metal (soluções 1 N HCl)

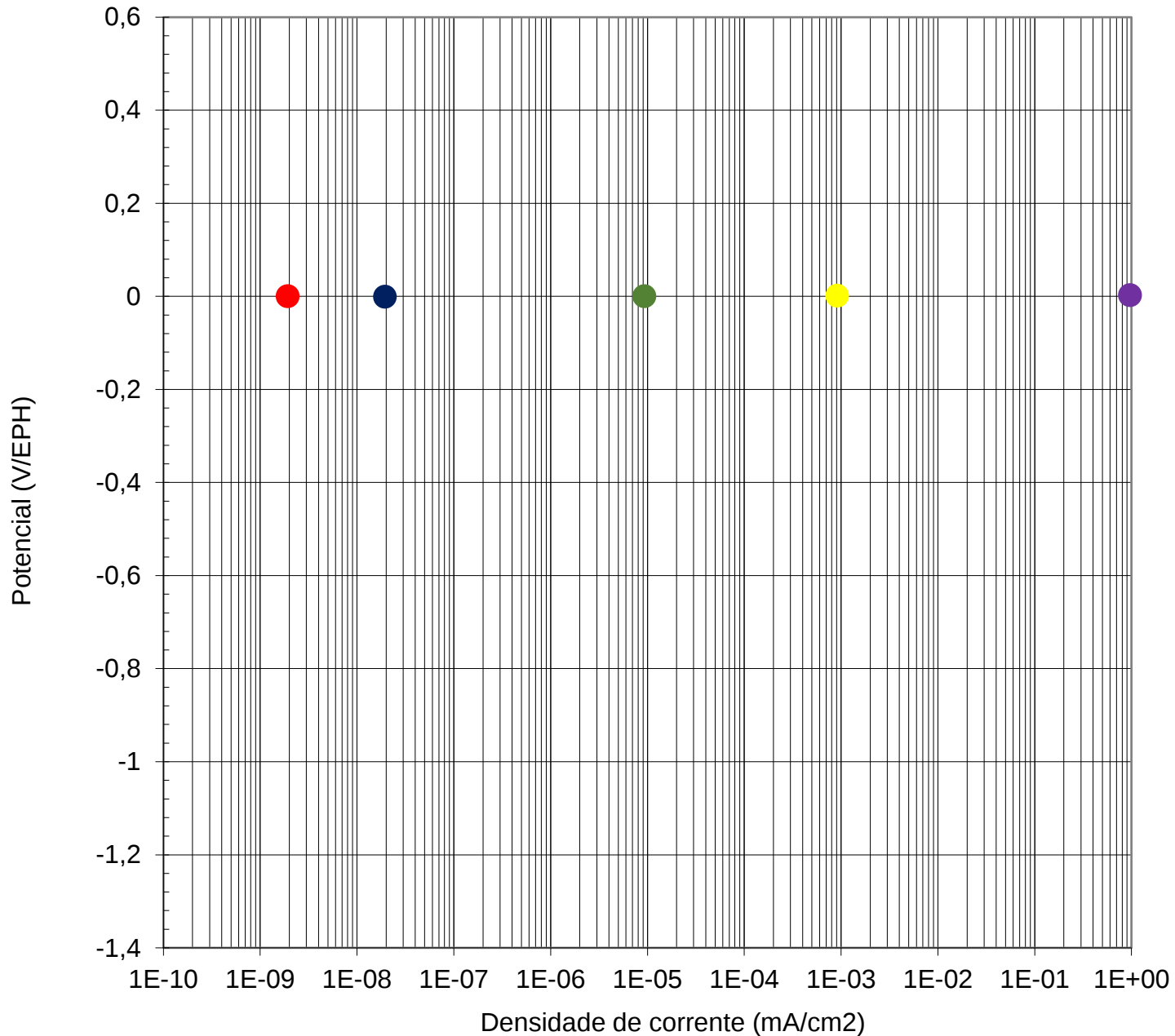
Pb

Hg

Sn

Au

Pt



1 - Considere que a reação catódica de H_2 tem densidade de corrente de troca sobre o Fe de 10^{-6} A/cm^2 , declive de Tafel teórico (0,118 V/década) e $\text{pH} = 4$ para o eletrólito.

(a) Esquematize a curva catódica do hidrogênio.

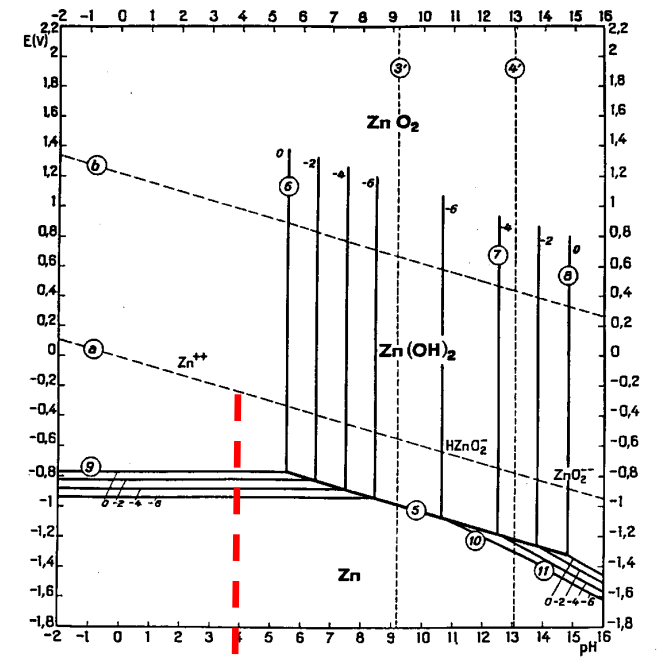
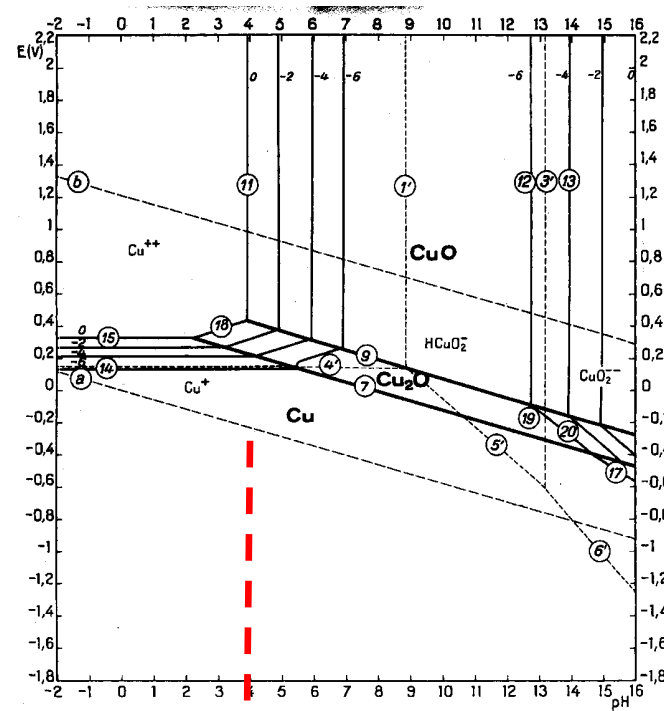
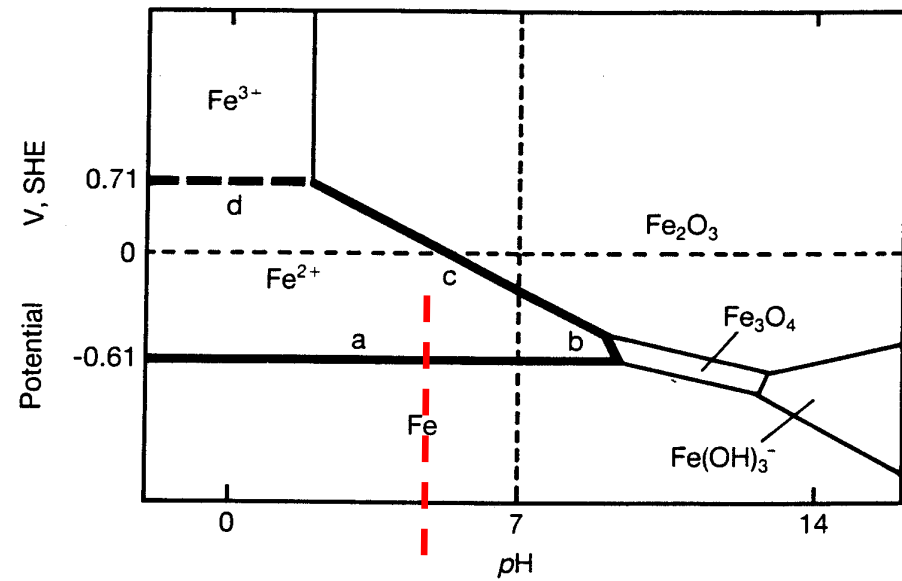
(b) Quanto vale a densidade de corrente para uma polarização de -10 mV? E para -200mV? (Leia os valores no gráfico.)

(c) Calcule os valores de i utilizando a Equação de Butler-Volmer e compare com as leituras do gráfico, determine os erros associados a cada uma das estimativas;

(d) Discuta o efeito dessa curva de hidrogênio sobre a corrosão de diferentes metais: Fe, Cu, Zn. (Utilize os Diagramas de Pourbaix. Correlacione com os valores de i_o , se disponível.)

PARA OS CÁLCULOS CONSIDERE $T = 25^\circ \text{ C}$, $R = 8,3147 \text{ J/mol.K}$ E QUE O FATOR DE SIMETRIA (β) É IGUAL A 0,5.

$$i = i_o \left\{ e^{\left(\frac{(1-\beta)zF\eta}{RT} \right)} - e^{-\left(\frac{\beta zF\eta}{RT} \right)} \right\}$$



Teoria do Eletrodo misto

Eletrodo misto

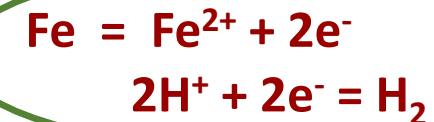
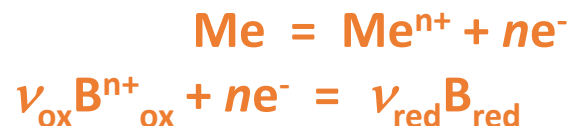
Metal + Eletrólito (com agente oxidante):

Duas ou mais reações podem ocorrer simultaneamente no mesmo potencial.

Tal situação é chamada de **ELETRODO MISTO**.



Reações parciais:
as reações anódica e catódica são de naturezas distintas e ocorrem espacialmente separadas



DEFINIÇÃO – eletrodo que se encontra em contato com dois ou mais sistemas redox.

Hipóteses

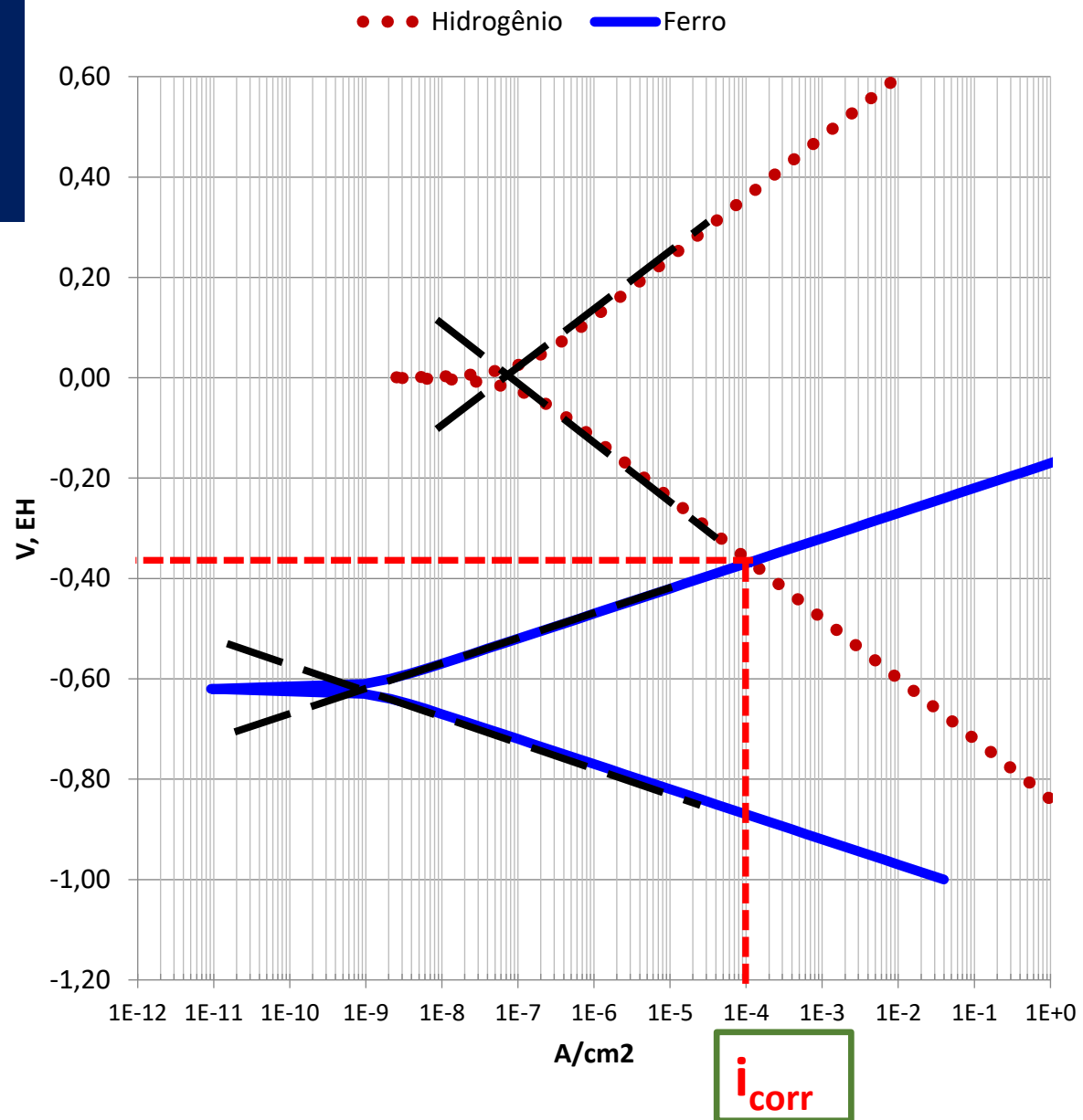
- ✓ Qualquer reação eletroquímica pode ser dividida em duas ou mais reações parciais de oxidação e de redução – **processo(s) anódico(s) e catódico(s) ocorrem em locais diferentes;**
- ✓ Não pode haver acúmulo líquido de cargas elétricas durante uma reação eletroquímica – **lei da conservação das cargas;**

Considerando **as cinéticas** de todas as reações redox que ocorrem na superfície do eletrodo, o **único ponto onde a lei da conservação das cargas é satisfeita** é no **potencial de corrosão ou no POTENCIAL MISTO.**

DETERMINAÇÃO GRÁFICA DE E_{corr} – corresponde ao ponto onde o somatório de todas as reações catódicas e anódicas é igual garantindo a eletroneutralidade

Determinação de E_{corr} e de i_{corr} por extrapolação das retas de Tafel

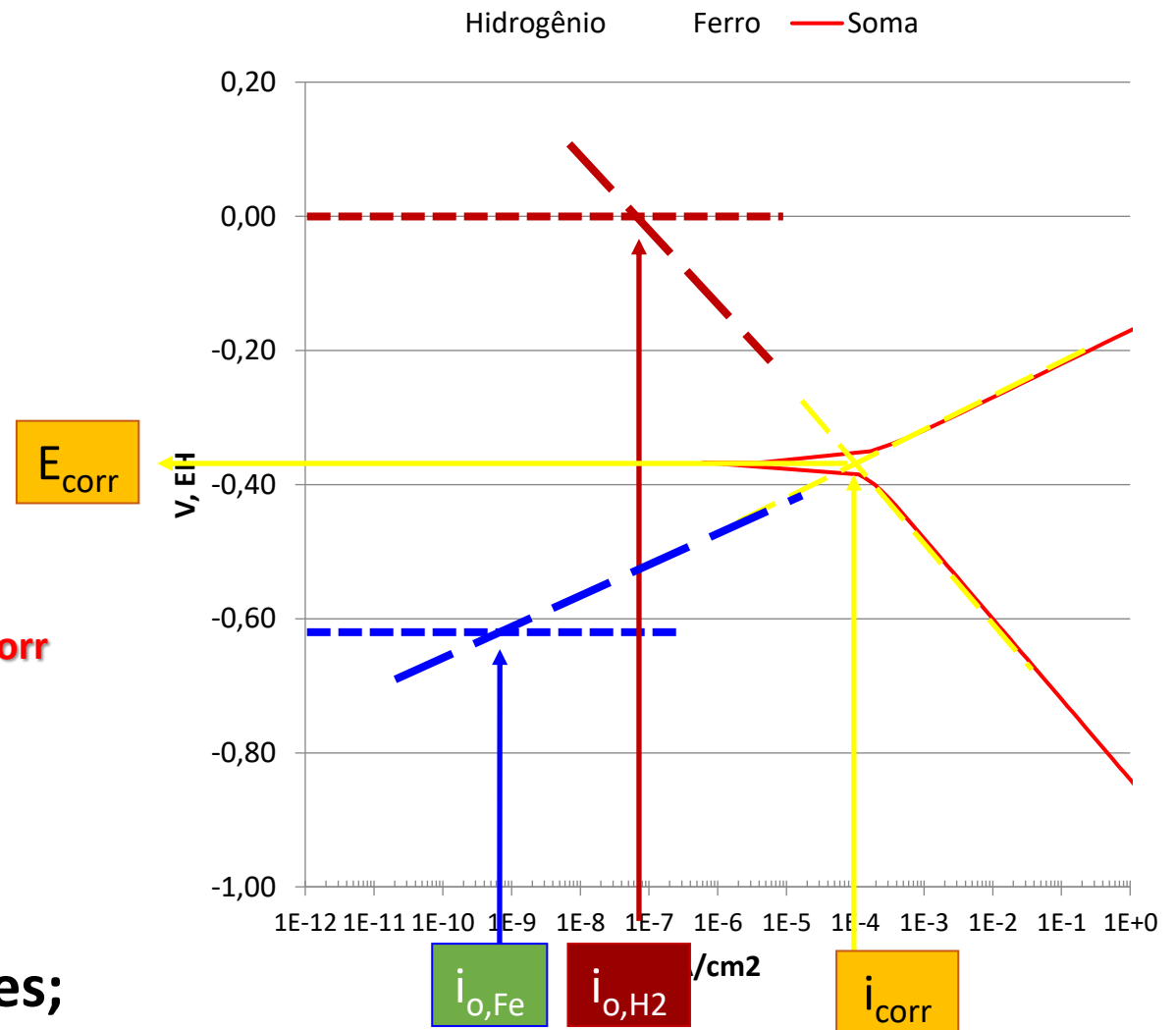
E_{corr}



Necessita conhecer os valores teóricos (E_{eq} , i_0 e coeficientes de Tafel) das reações individuais – **nem sempre disponíveis!**

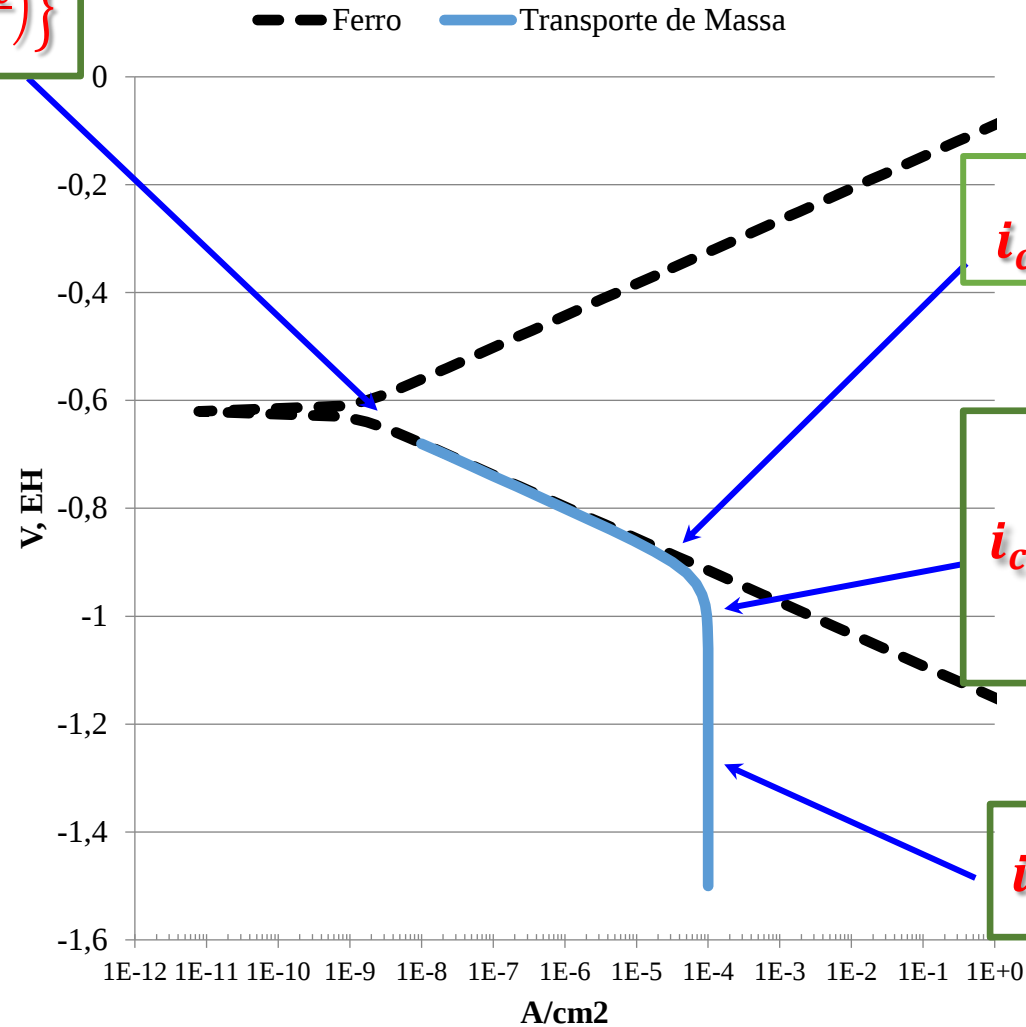
Método de Extrapolação de Altos Potenciais

- ✓ **Processo controlado por ativação** - extrapolação da região linear das curvas de polarização experimentais:
 - ✓ ± 30 mV acima da mudança de sinal da corrente;
 - ✓ região linear deve se estender por no mínimo uma década logarítmica.
- ✓ Cruzamento entre as duas retas determina E_{corr} e i_{corr} ;
- ✓ A extrapolação das retas até o potencial de equilíbrio da reação catódica (H^+/H_2) e da anódica (Fe^{2+}/Fe) determina o i_0 destas reações;



Relembrando as diferentes regiões de uma curva de polarização

$$i_{cat} = i_o \left\{ e^{\left(\frac{(1-\beta)zF\eta_c}{RT} \right)} - e^{-\left(\frac{\beta zF\eta_c}{RT} \right)} \right\}$$

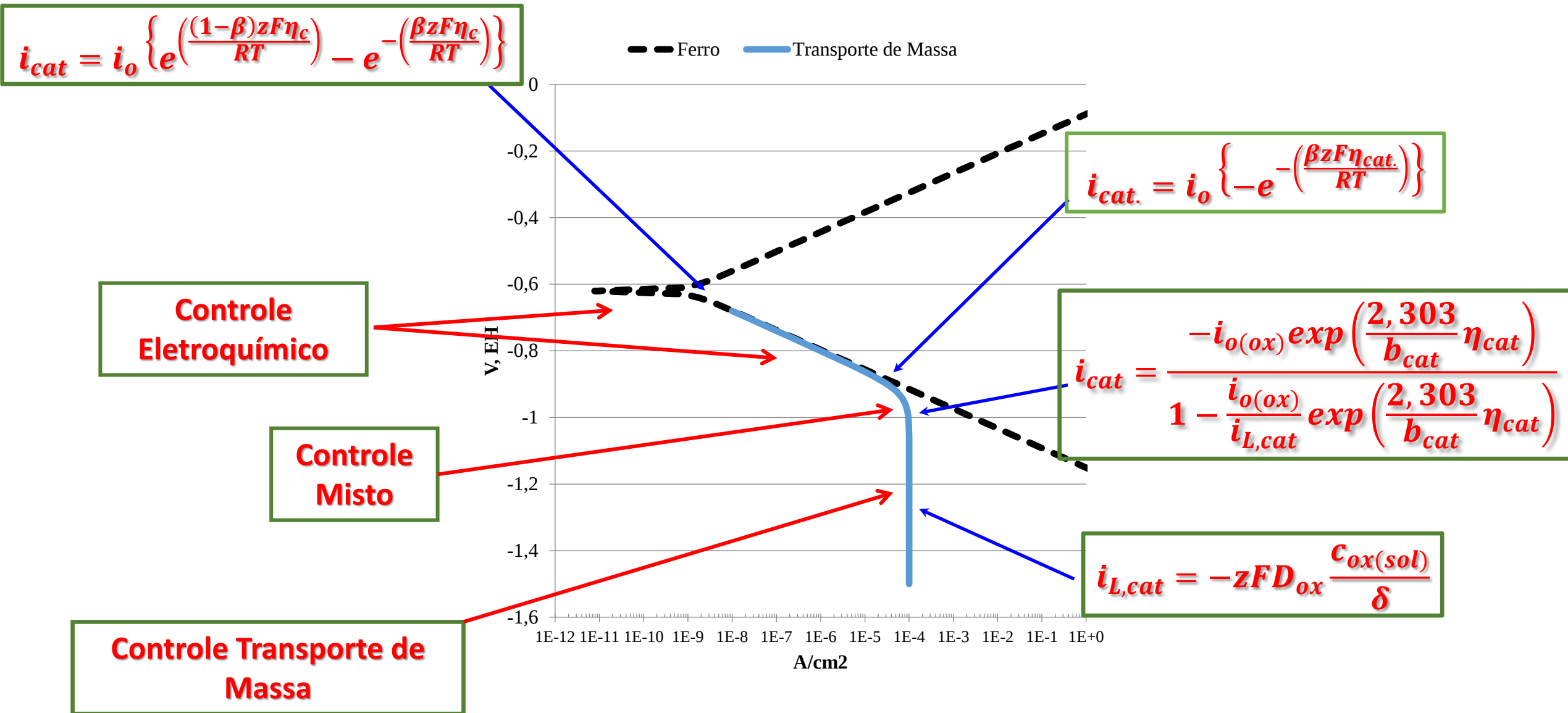


$$i_{cat.} = i_o \left\{ -e^{-\left(\frac{\beta zF\eta_{cat.}}{RT} \right)} \right\}$$

$$i_{cat} = \frac{-i_{o(ox)} \exp\left(\frac{2,303}{b_{cat}} \eta_{cat}\right)}{1 - \frac{i_{o(ox)}}{i_{L,cat}} \exp\left(\frac{2,303}{b_{cat}} \eta_{cat}\right)}$$

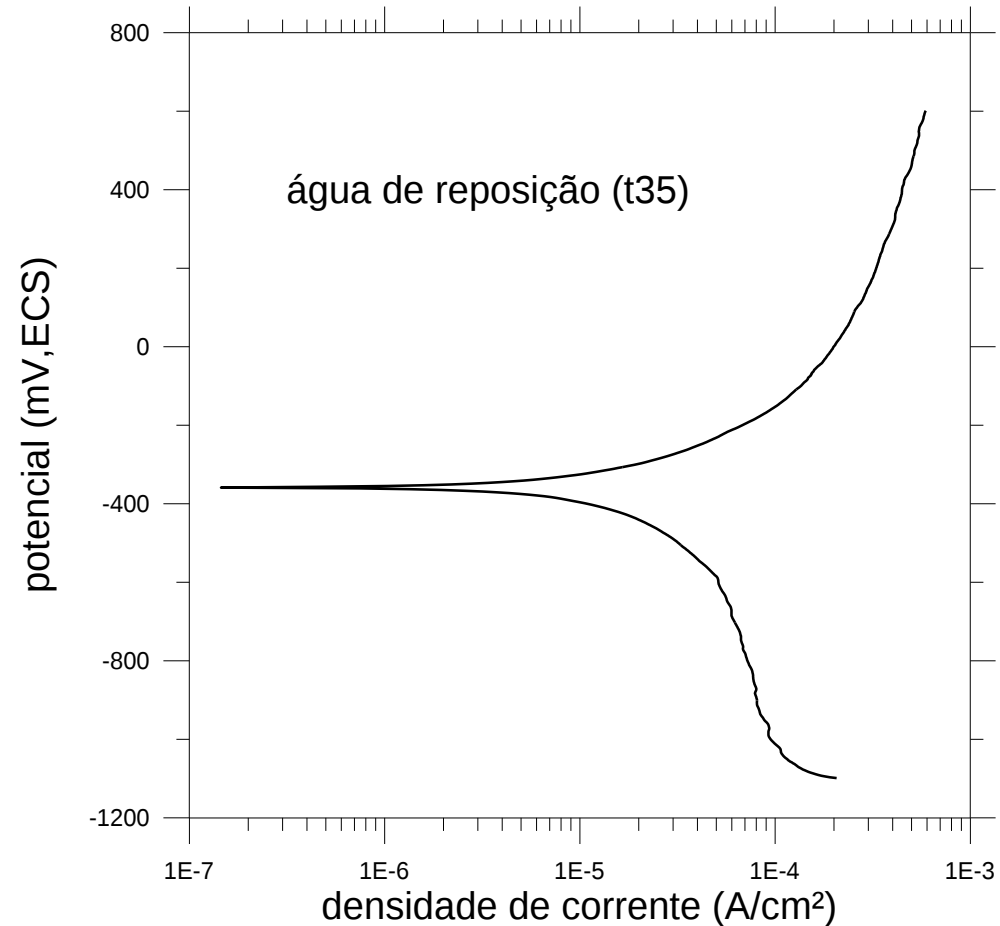
$$i_{L,cat} = -zFD_{ox} \frac{c_{ox(sol)}}{\delta}$$

Relembrando as diferentes regiões de uma curva de polarização



Curvas de polarização experimentais: ELETRODO MISTO (!)

- ✓ Controle por transferência de carga
- ✓ Controle por transferência de massa: difusão
 - *densidade de corrente limite: i_L*



Este resultado foi obtido por Wilson Barreto, em seu trabalho de Mestrado (1997). Trata-se de aço carbono, utilizado em tubos para trocadores de calor de água de refrigeração da Petrobrás, em água de reposição (água proveniente do próprio sistema de refrigeração utilizado pela Petrobrás). Nota-se no trecho catódico a densidade de corrente limite do oxigênio e no trecho anódico a formação de densidade de corrente limite após um trecho de dissolução ativa.

Curvas de polarização experimentais: ELETRODO MISTO (!)

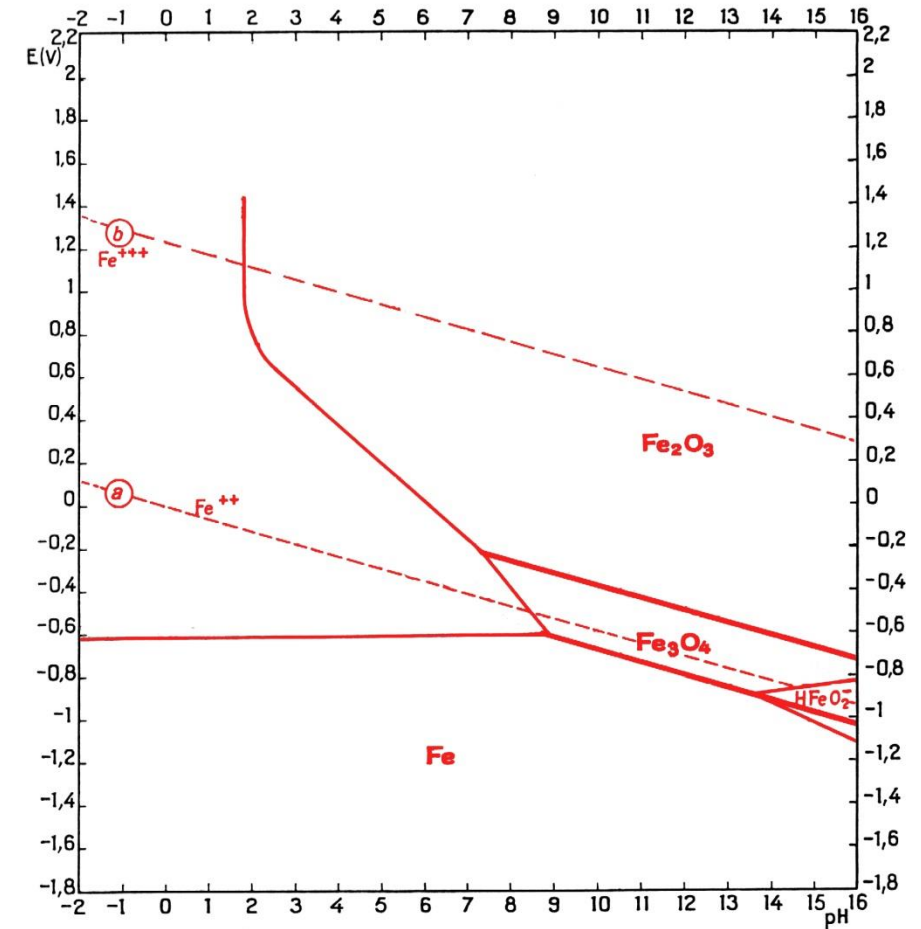
✓ Espécies presentes: Fe (eletrodo), O₂ (solução aerada), H⁺ (dissociação da água).

Supondo pH = 7, os valores de $E_{eq.}$ são aproximadamente:

Fe: -0,62_{EH} ; -0,87_{ECS}

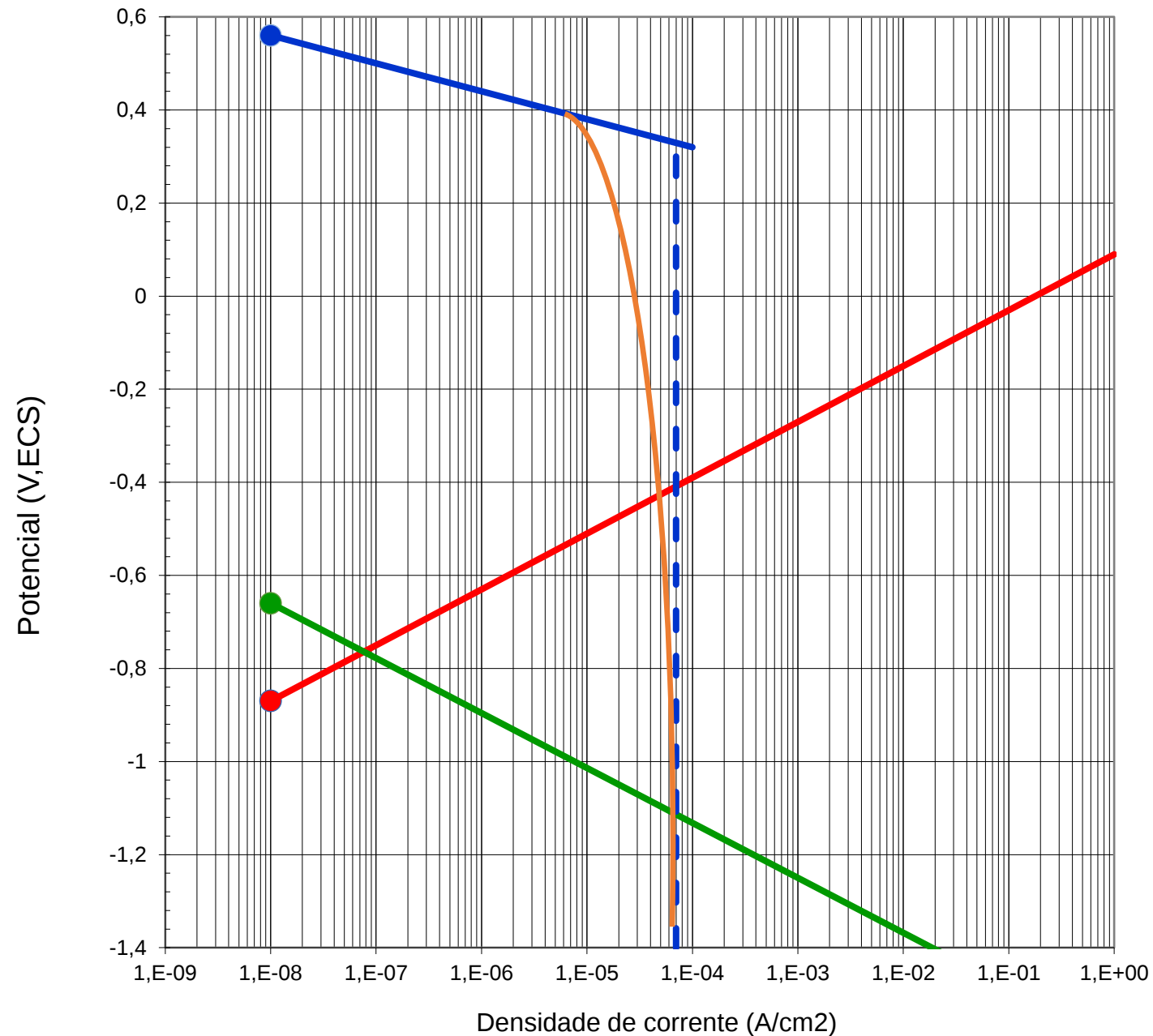
H₂: -0,41_{EH} ; -0,66_{ECS}

O₂: +0,81_{EH} ; +0,56_{ECS}



Colaboração dos Engs. Andreza
Sommerauer Franchim e Luiz Iama Pereira
Filho – Formandos 2003

As curvas de polarização individuais



Fe: -0,87_{ECS}

H₂: -0,66_{ECS}

O₂: +0,56_{ECS}

A CURVA CATÓDICA RESULTANTE

Fe: $-0,87_{\text{ECS}}$

H₂: $-0,66_{\text{ECS}}$

O₂: $+0,56_{\text{ECS}}$

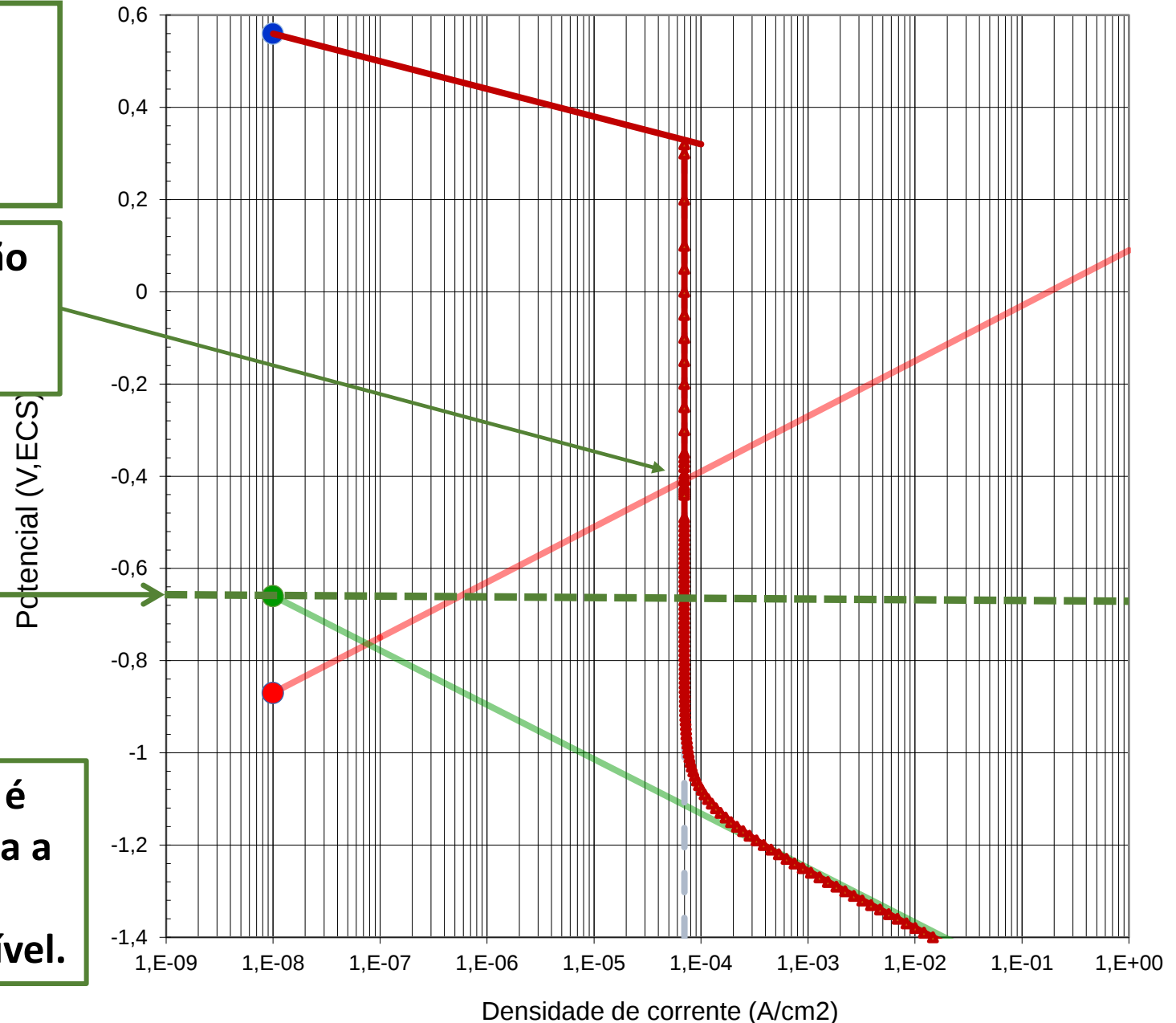
A reação catódica do hidrogênio não contribui no potencial de corrosão.

E_{eq} do par H⁺/H₂ abaixo do E_{corr}.

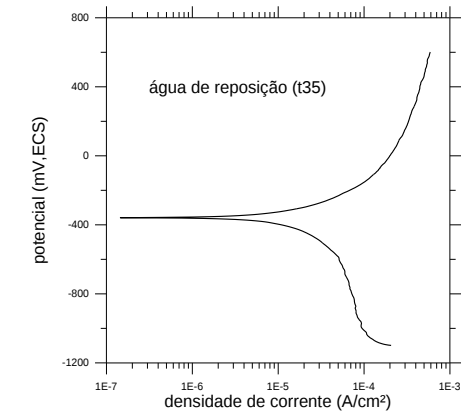
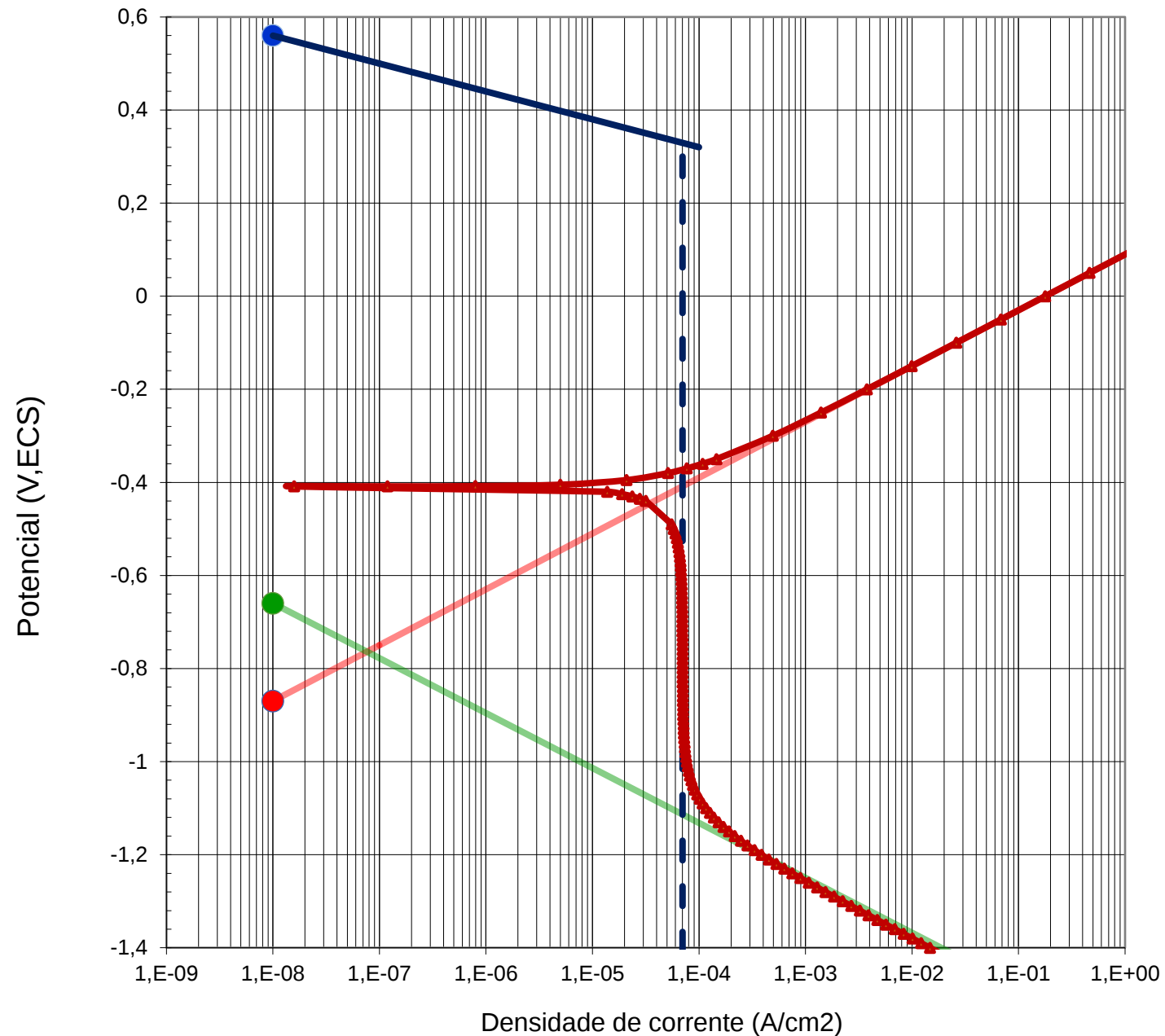
IMPORTANTE – a contribuição da reação de redução do hidrogênio para a corrente catódica total tem início a partir de $-0,66 \text{ V (ECS)}$ – E_{eq} do par H⁺/H₂.

No início do processo a contribuição é muito pequena e, portanto, não afeta a resultante catódica.

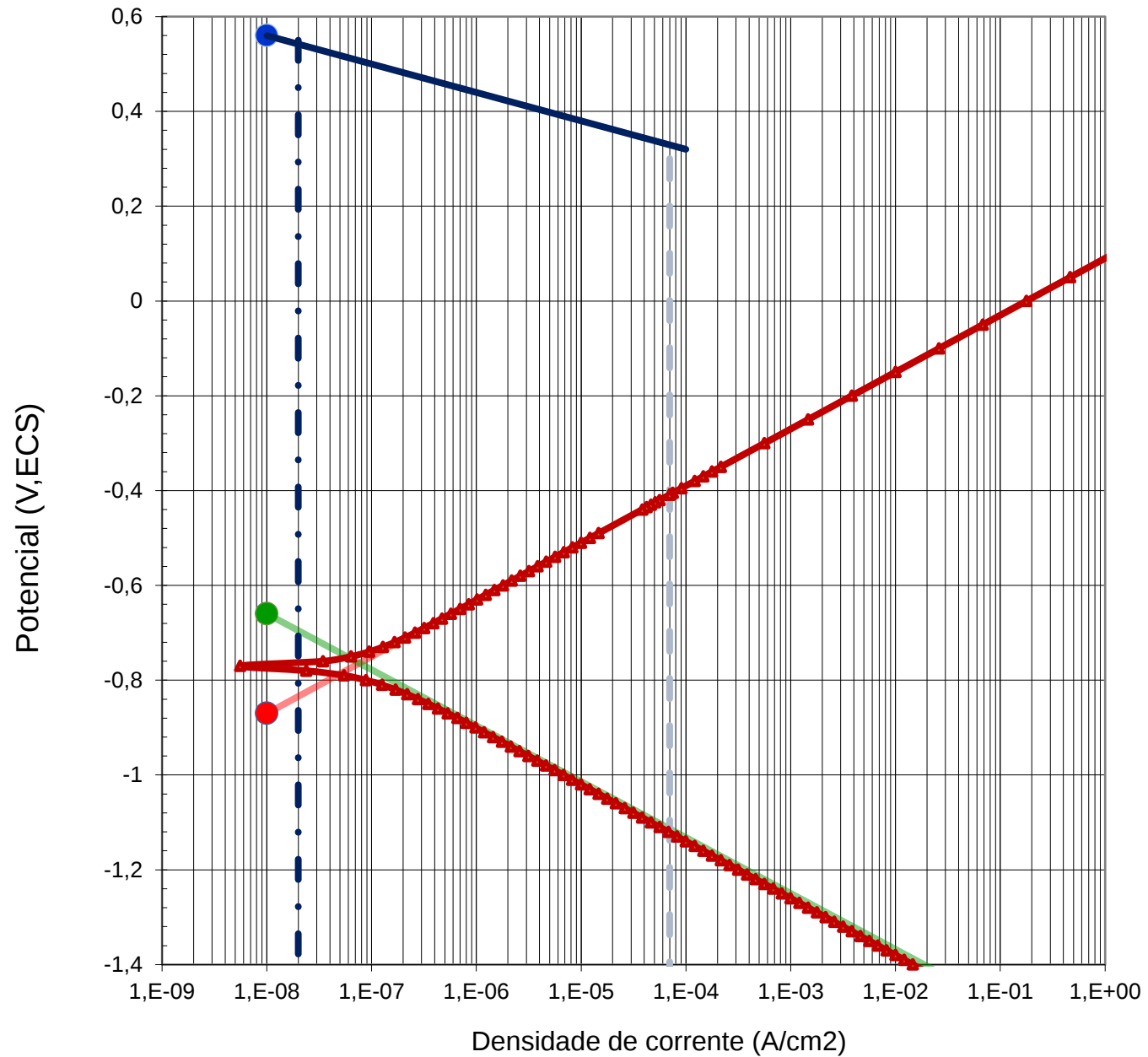
Apenas um processo anódico é possível.



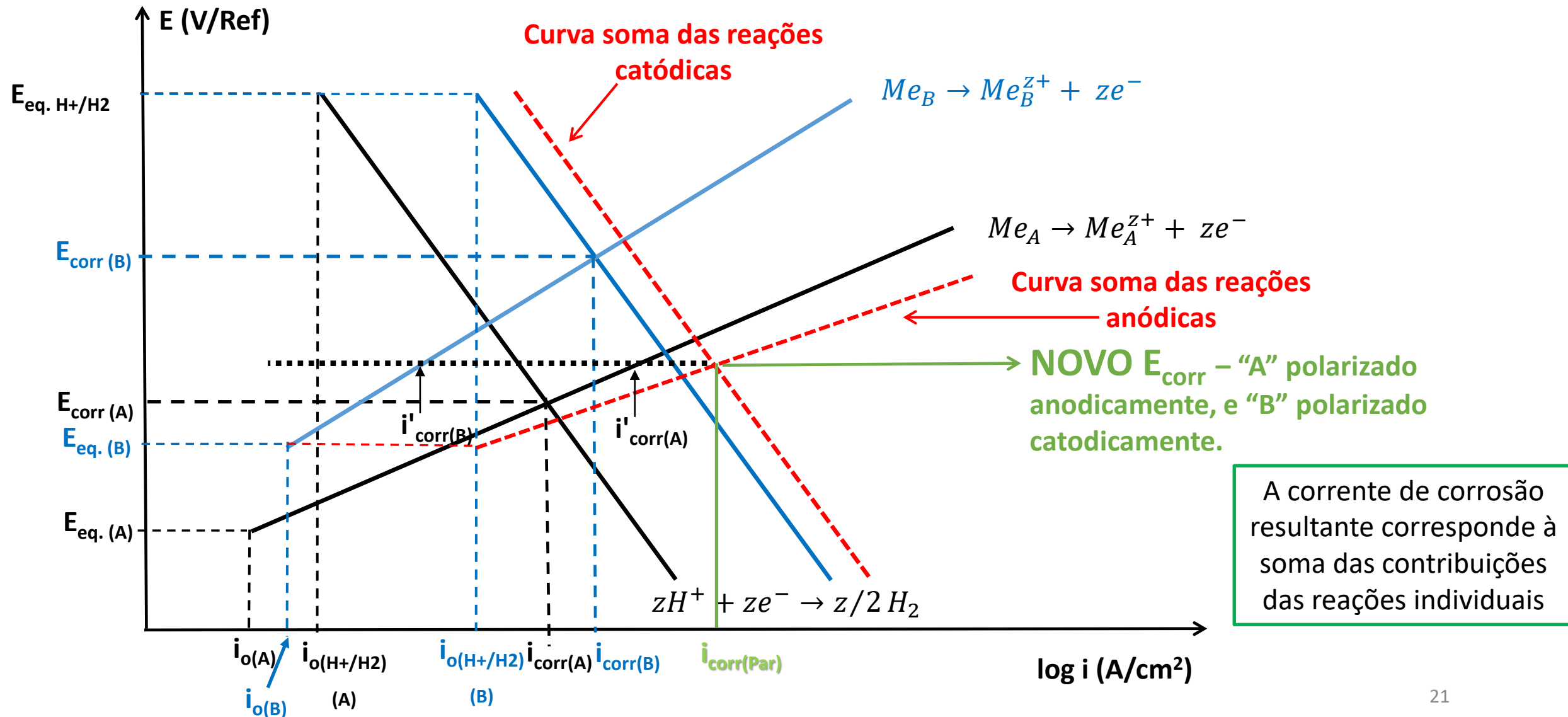
A CURVA DE POLARIZAÇÃO EXPERIMENTAL



E SE A SOLUÇÃO FOR DESAERADA?



Potencial misto quando se tem mais de uma reação anódica e catódica



ELETRODO MISTO -

**INFLUÊNCIA DA DENSIDADE DE
CORRENTE DE TROCA SOBRE A
VELOCIDADE DAS REAÇÕES DE
CORROSÃO**

Equação de Butler-Volmer

$$i = i_o \left\{ e^{\left(\frac{(1-\beta)zF\eta}{RT} \right)} - e^{-\left(\frac{\beta zF\eta}{RT} \right)} \right\}$$

- ✓ Densidade de corrente é dependente tanto da sobretensão (η) como da densidade de corrente de troca (i_o – fator cinético)

Densidade de corrente de troca

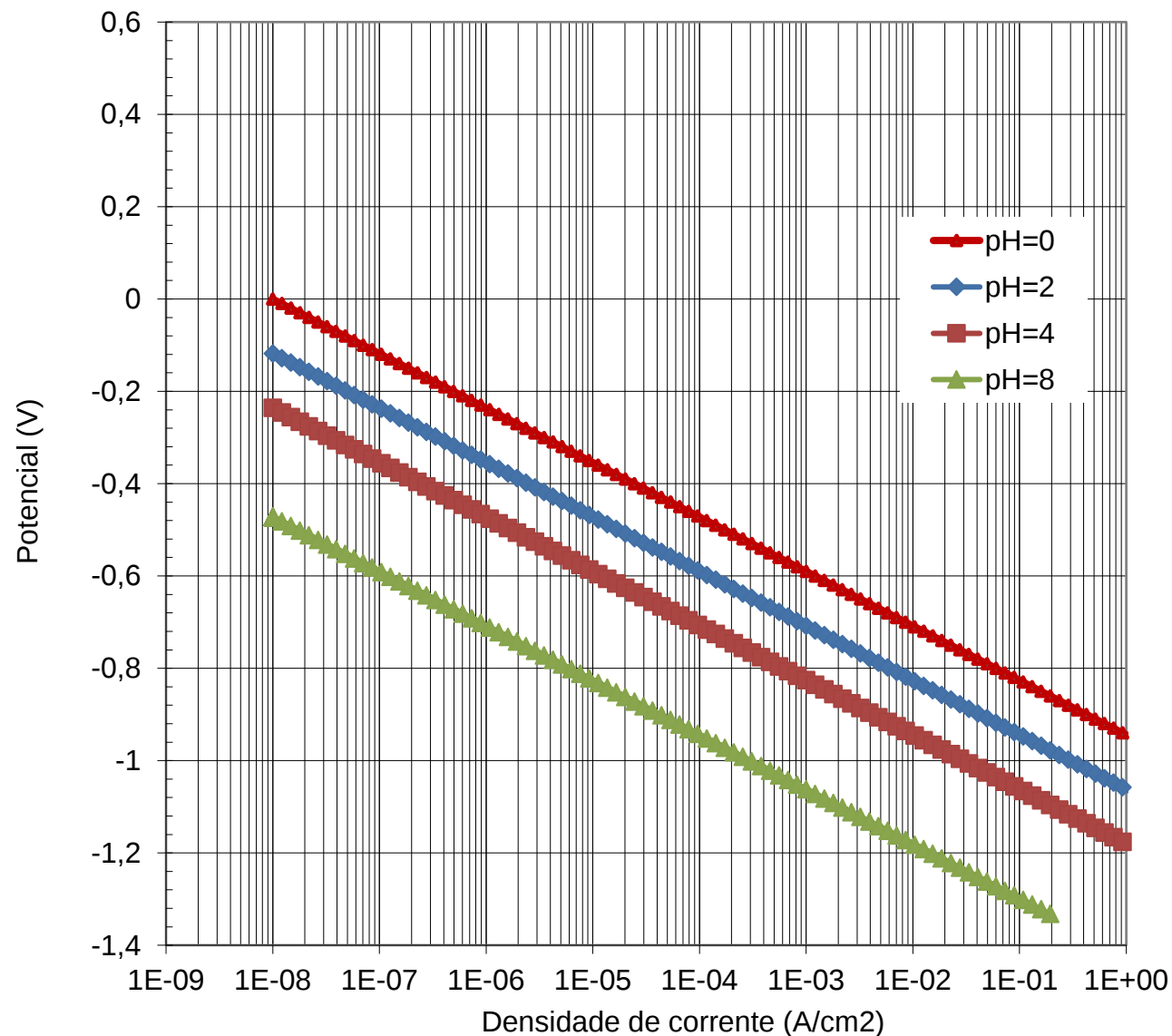
$$i_{o,an.} = k_a \cdot c_{red(eq.)} \cdot \exp\left(-\frac{\Delta G_a^*}{zRT}\right)$$

$$i_{o,cat.} = k_c \cdot c_{ox(eq.)} \cdot \exp\left(-\frac{\Delta G_c^*}{zRT}\right)$$

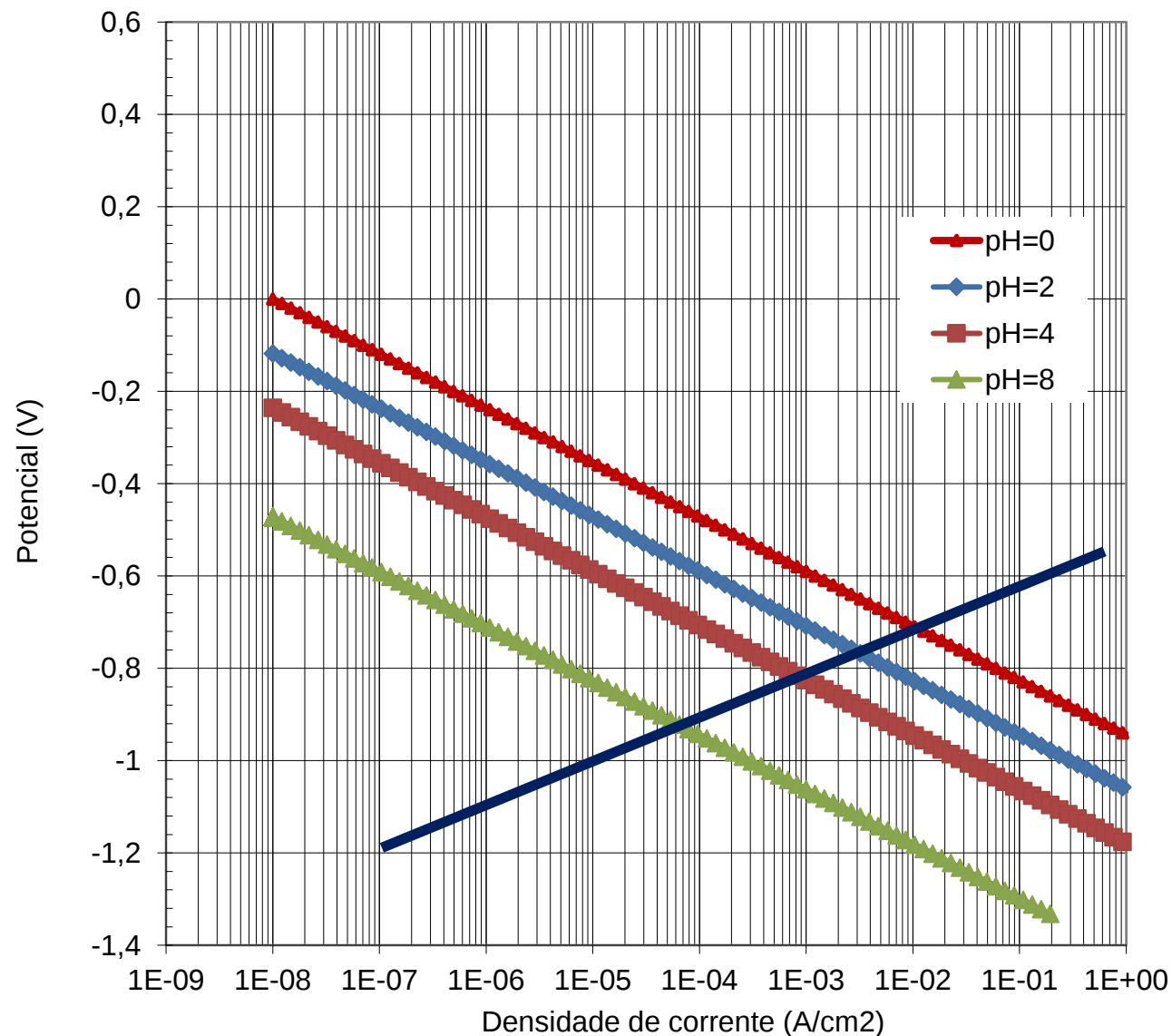
- ✓ Depende da altura da barreira de ativação (ΔG^*);
- ✓ Varia com a **concentração** das espécies em solução;
- ✓ Possui dependência com a **temperatura**;
- ✓ Para a **reação de redução do hidrogênio** varia também fortemente de acordo com o **metal sobre o qual a reação ocorre**.

Efeito do pH sobre o E_{eq} da reação de H^+

$$E_{eq.} = -0,059 \text{ pH}$$



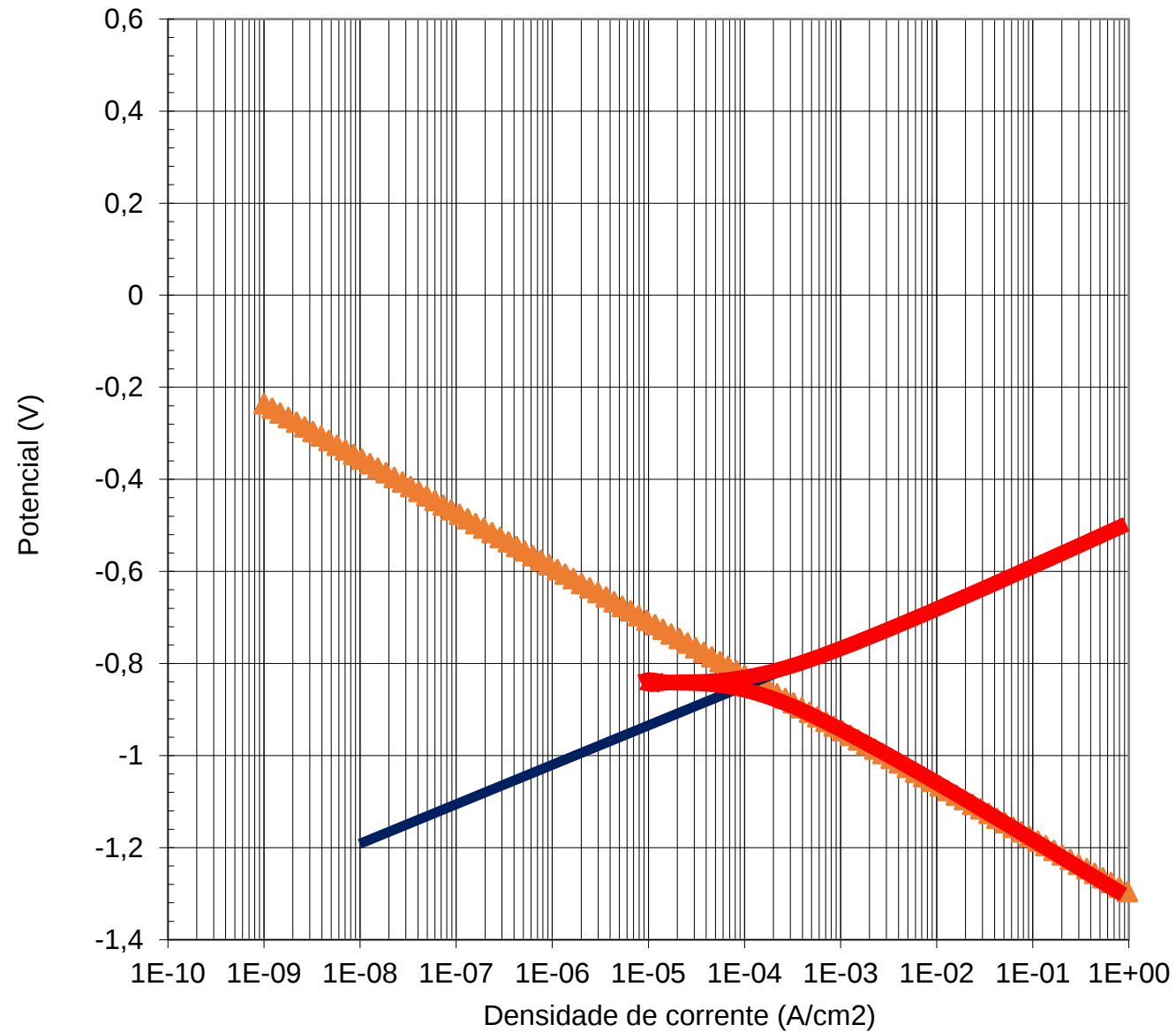
Efeito do pH sobre o E_{corr} e i_{corr} de um Metal



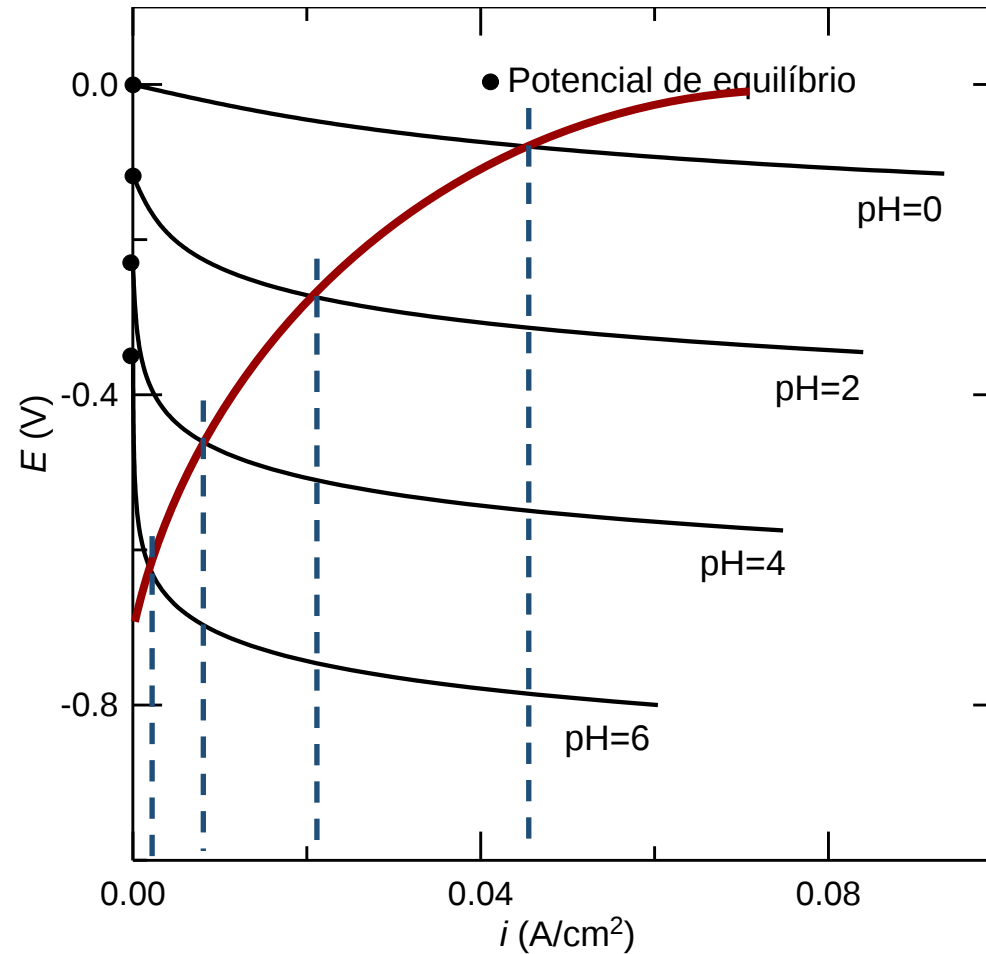
$$E_{eq.} = -0,059 \text{ pH}$$

$\uparrow \text{pH} \rightarrow \downarrow E_{\text{corr}}, \downarrow i_{\text{corr}}$

Efeito do pH sobre o E_{corr} e i_{corr} - Curva de polarização experimental



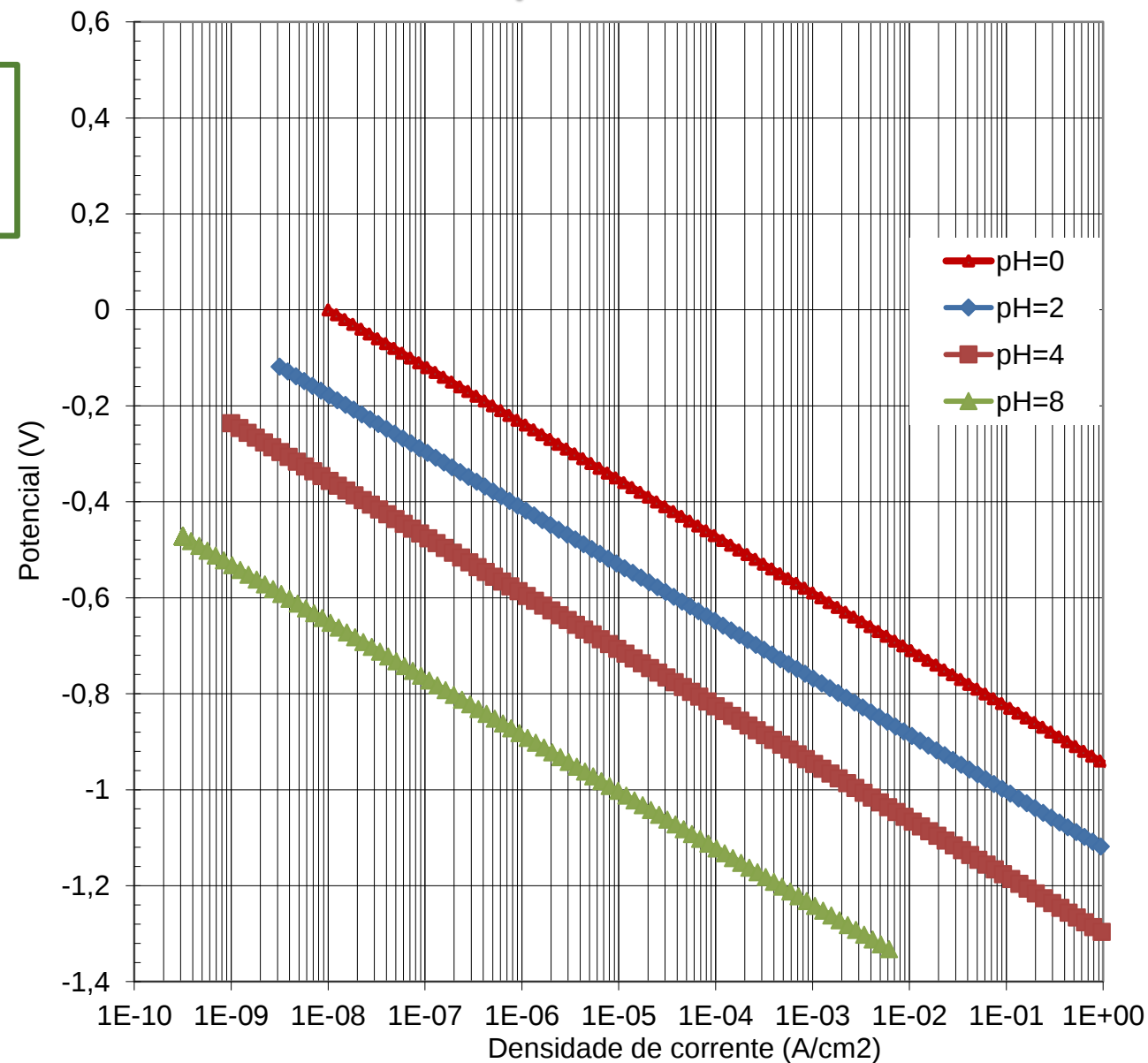
Efeito do pH sobre o E_{corr} e i_{corr} de um Metal – escala decimal



Efeito do pH sobre o E_{eq} e i_0

$$i_{o,cat.} = k_c \cdot c_{H^+(eq.)} \cdot \exp\left(-\frac{\Delta G_c^*}{zRT}\right)$$

$$\frac{i_o}{i'_o} = \left(\frac{a_{H^+}}{a'_{H^+}}\right)^\beta$$



Efeito do tipo de metal sobre o i_0 da reação de H^+

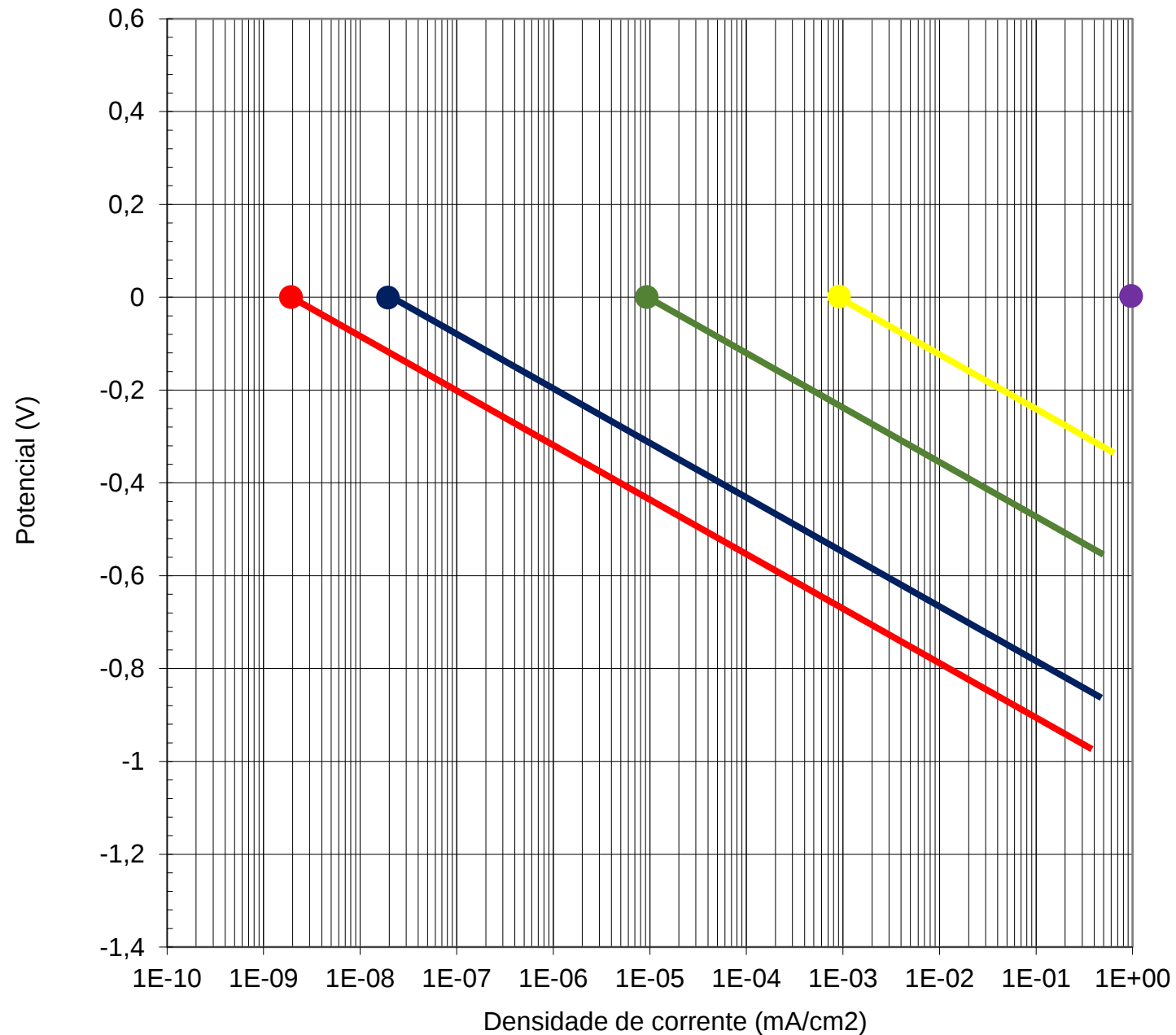
Pb

Hg

Sn

Au

Pt



Efeito do tipo de metal sobre o i_0 da reação de H^+

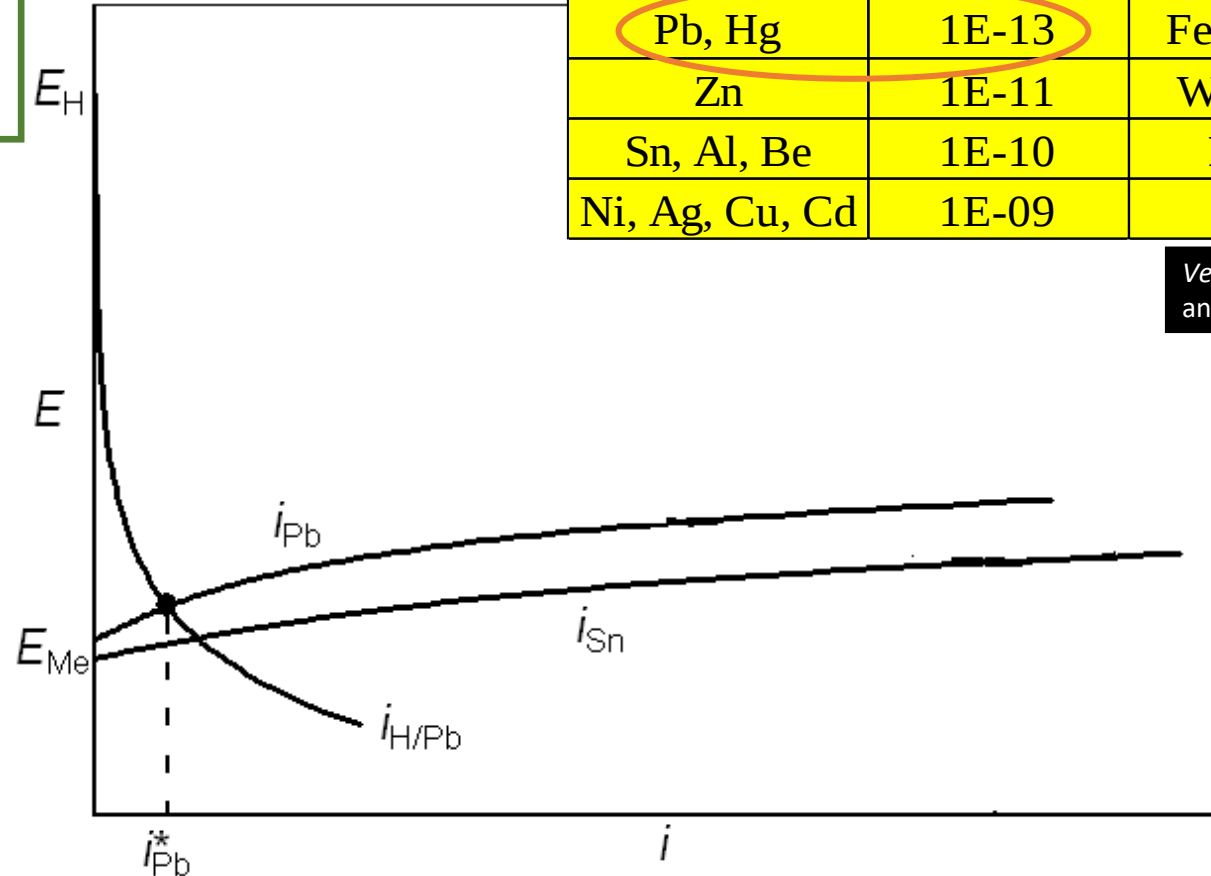
Corrosão do Pb e Sn em solução ácida.

Os dois metais possuem potencial de equilíbrio e curvas de polarização anódica semelhantes.

Valores da densidade de corrente de troca i_0 da reação de redução de hidrogênio para $pH = 0$. Ref. (WEST, J.M. *Electrodeposition and corrosion processes*. 2nd. edition. Van Nostrand Reinhold, London, 1970. p. 56.)

Metal	i_0 (A/cm ²)	Metal	i_0 (A/cm ²)
Pb, Hg	1E-13	Fe, Au, Mo	1E-06
Zn	1E-11	W, Co, Ta	1E-05
Sn, Al, Be	1E-10	Pd, Rh	1E-04
Ni, Ag, Cu, Cd	1E-09	Pt	1E-02

Ver tb em WEST, J.M. *Basic Corrosion and Oxidation*. p. 82 e 91.

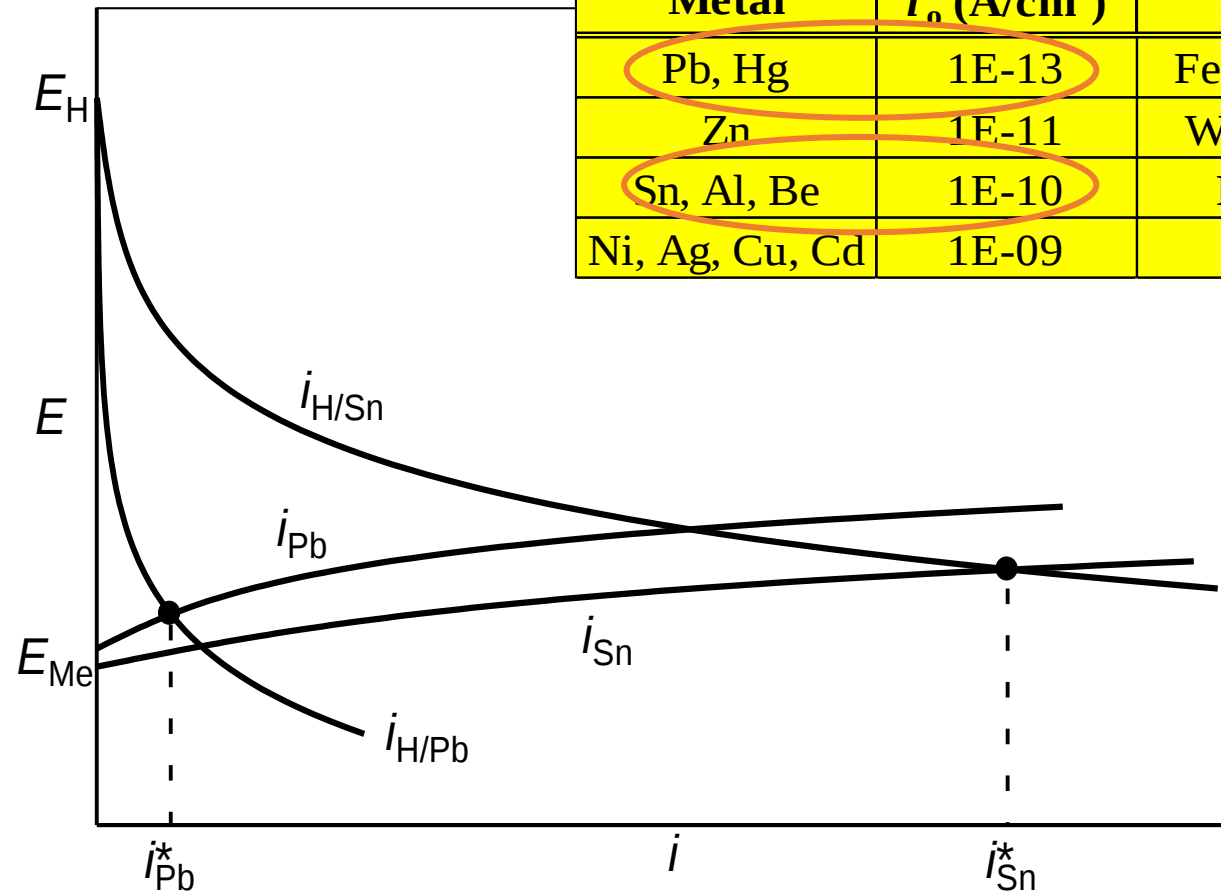


Efeito do tipo de metal sobre o i_0 da reação de H^+

O menor valor de i_0 da reação de redução do H^+ sobre Pb provoca **uma maior polarização** da curva catódica e, consequentemente, uma **menor taxa de corrosão**.

Valores da densidade de corrente de troca i_0 da reação de redução de hidrogênio para $pH = 0$. Ref. (WEST, J.M. *Electrodeposition and corrosion processes*. 2nd. edition. Van Nostrand Reinhold, London, 1970. p. 56.)

Metal	i_0 (A/cm ²)	Metal	i_0 (A/cm ²)
Pb, Hg	1E-13	Fe, Au, Mo	1E-06
Zn	1E-11	W, Co, Ta	1E-05
Sn, Al, Be	1E-10	Pd, Rh	1E-04
Ni, Ag, Cu, Cd	1E-09	Pt	1E-02



Efeito do tipo de metal sobre o i_0 da reação de H^+ (pH=0)

$$E_{eq}^0(Zn^{2+}/Zn) = -0,76 V(EPH)$$

$$i_{0(Zn^{2+}/Zn)} \cong 10^{-7} A/cm^2$$

$$b_{a(Zn)} = 0,03 V/década$$

$$i_{0(H^{2+}/H_2-sobre Zn)} \cong 10^{-11} A/cm^2$$

$$b_c \cong -120 mV/década$$

Apesar de mais nobre o Fe
corrói mais rápido que o Zn em
meio ácido

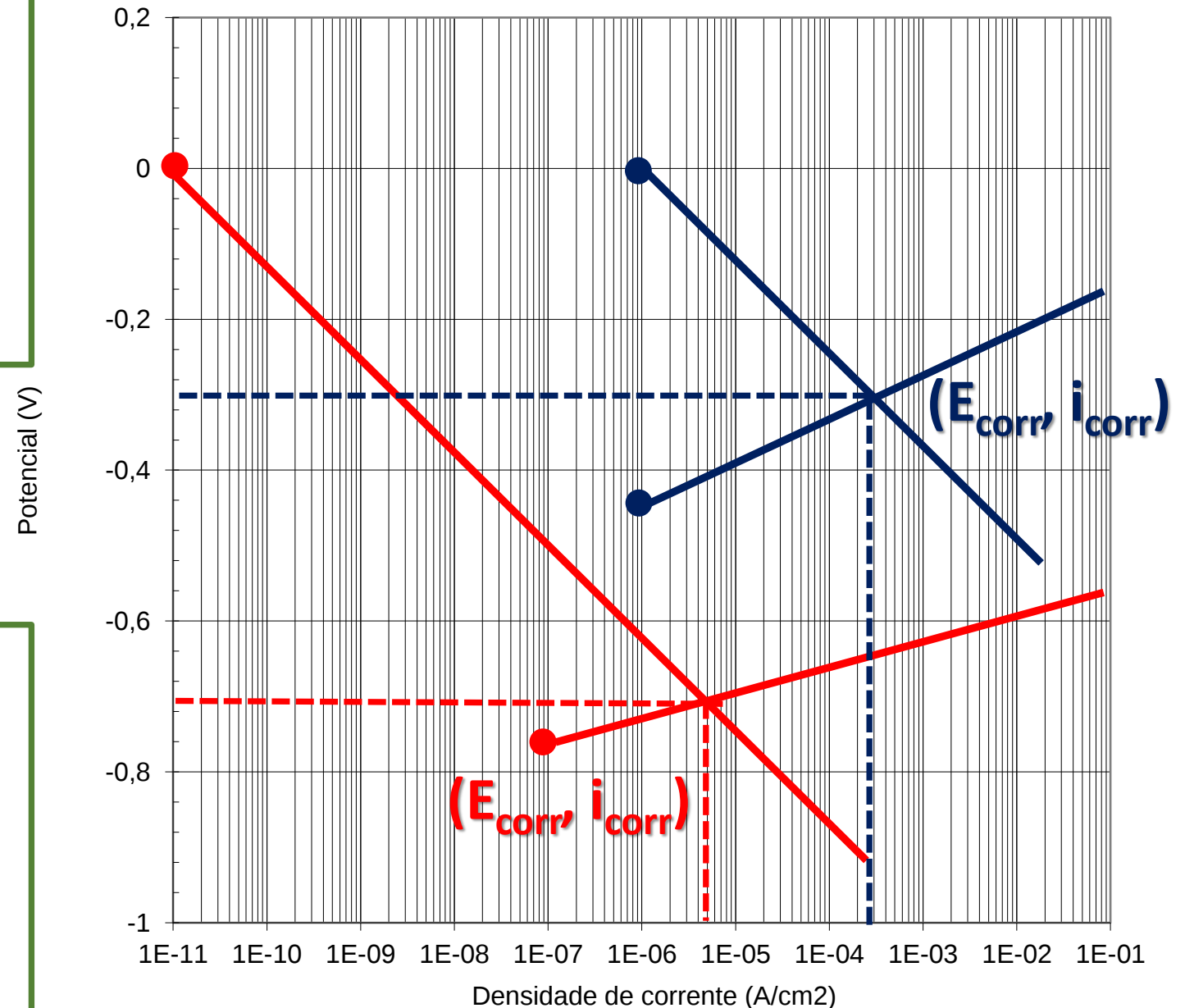
$$E_{eq}^0(Fe^{2+}/Fe) = -0,44 V(EPH)$$

$$i_{0(Fe^{2+}/Fe)} \cong 10^{-6} A/cm^2$$

$$b_{a(Fe)} = 0,05 V/década$$

$$i_{0(H^{2+}/H_2-sobre Fe)} \cong 10^{-6} A/cm^2$$

$$b_c \cong -120 mV/década$$

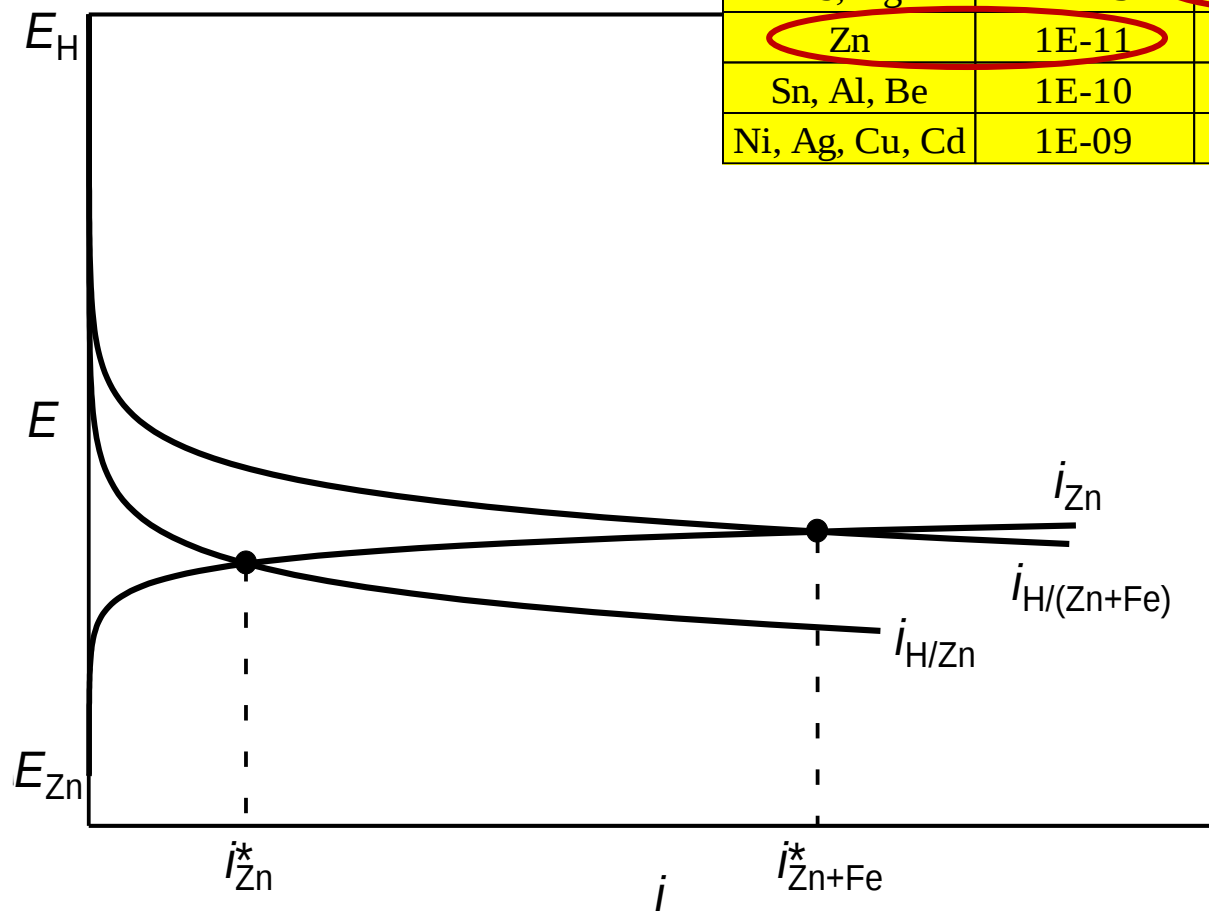


Efeito da deposição de Fe sobre Zn na corrosão deste último

Corrosão do Zn de alta pureza e do Zn contaminado com Fe numa solução ácida. O Fe, que se deposita como uma esponja sobre o zinco, despolariza a reação de redução do hidrogênio.

Valores da densidade de corrente de troca i_o da reação de redução de hidrogênio para pH = 0. Ref. (WEST, J.M. *Electrodeposition and corrosion processes*. 2nd. edition. Van Nostrand Reinhold, London, 1970. p. 56.)

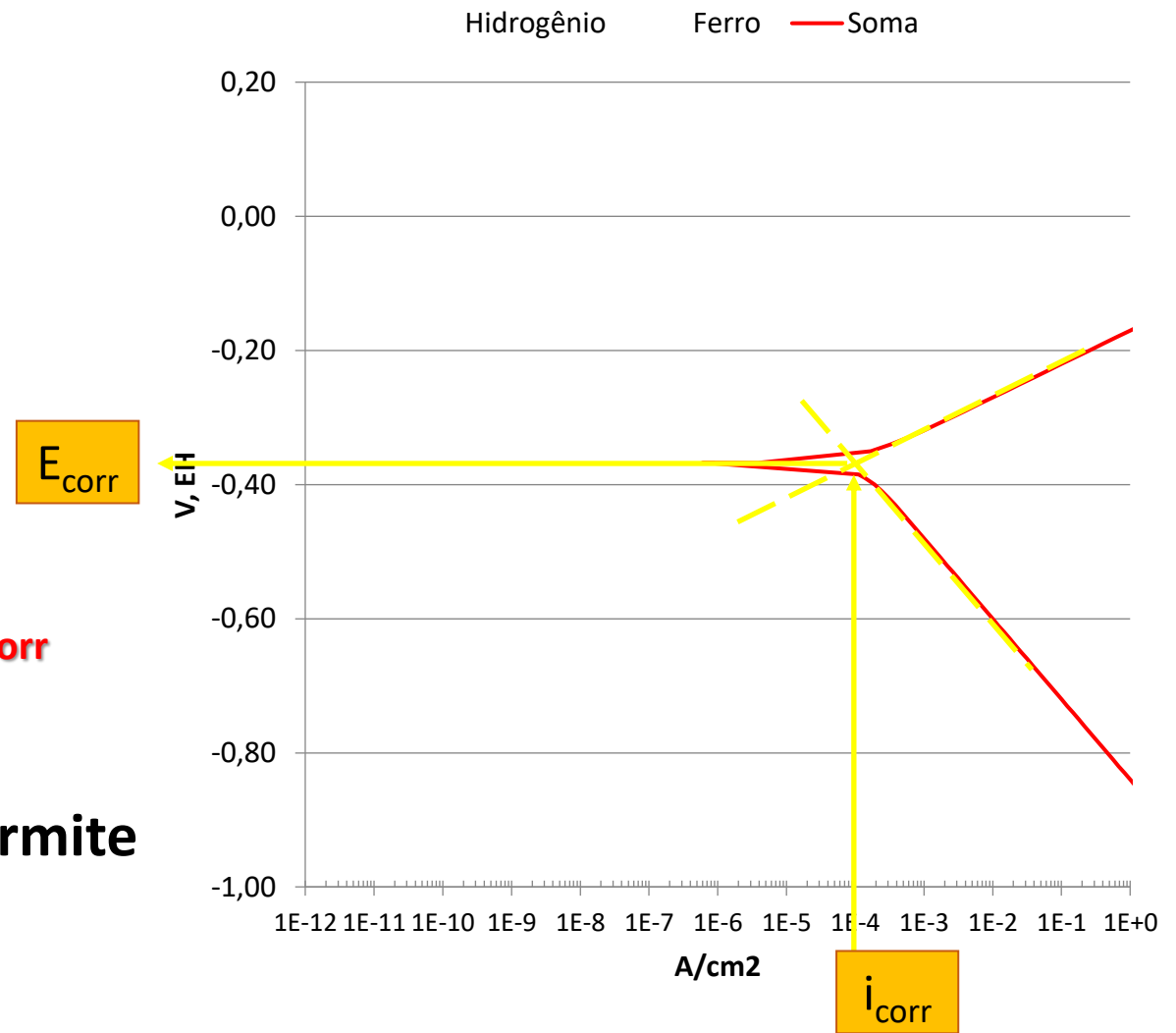
Metal	i_o (A/cm ²)	Metal	i_o (A/cm ²)
Pb, Hg	1E-13	Fe, Au, Mo	1E-06
Zn	1E-11	W, Co, Ta	1E-05
Sn, Al, Be	1E-10	Pd, Rh	1E-04
Ni, Ag, Cu, Cd	1E-09	Pt	1E-02



**ELETRODO MISTO – A
EQUAÇÃO DE WAGNER E
TRAUD – determinação de i_{corr}**

Método de Extrapolação de Altos Potenciais

- ✓ **Processo controlado por ativação** - extrapolação da região linear das curvas de polarização experimentais:
 - ✓ ± 30 mV acima da mudança de sinal da corrente;
 - ✓ região linear deve se estender por no mínimo uma década logarítmica;
- ✓ Cruzamento entre as duas retas determina E_{corr} e i_{corr} ;
- ✓ Determinação gráfica destes parâmetros – permite estimar a velocidade de corrosão;
- ✓ Pode extrapolar apenas um dos ramos até E_{corr} .



A EQUAÇÃO DE WAGNER E TRAUD

Butler - Volmer - Eletrodo Simples

$$i_A = i_{o,A} \left\{ \exp \left[\frac{2,303}{b_{a,A}} (E_{apl} - E_{A+z/A}) \right] - \exp \left[\frac{2,303}{b_{c,A}} (E_{apl} - E_{A+z/A}) \right] \right\}$$

WAGNER - TRAUD - Eletrodo Misto

$$i = i_{corr} \left\{ \exp \left[\frac{2,303}{b_{a,Me}} (E_{apl} - E_{corr}) \right] - \exp \left[\frac{2,303}{b_{c,B}} (E_{apl} - E_{corr}) \right] \right\}$$

Nota-se a **semelhança** desta equação com **Butler-Volmer**;

Consequentemente um tratamento análogo pode ser realizado:

- ✓ a **extrapolação para sobretensão nula** fornece o valor de i_{corr} (já visto).
- ✓ quando **E_{apl} é suficientemente elevado**, uma das exponenciais torna-se nula e, através de Wagner-Traud, pode-se determinar i_{corr} .

$$i_{Me,a} = i_{corr} \exp \left[\frac{2,303}{b_{a,Me}} (E_{apl} - E_{corr}) \right]$$

$$i_{B,c} = -i_{corr} \exp \left[\frac{2,303}{b_{c,B}} (E_{apl} - E_{corr}) \right]$$

Necessário conhecer o valor de b_a ou b_c . **Nem sempre disponíveis!**

DETERMINAÇÃO DE i_{corr} POR MEDIDA DE RESISTÊNCIA DE POLARIZAÇÃO (R_p)

EQUAÇÃO DE STERN-GEARY

$$\Delta i = i_{corr} \left[\exp \left(\frac{2,303 \Delta E_{apl}}{b_a} \right) - \exp \left(\frac{2,303 \Delta E_{apl}}{b_c} \right) \right]$$

$$\frac{d(\Delta i)}{d(\Delta E)} = i_{corr} \left[\frac{2,303}{b_a} \exp \left(\frac{2,303 \Delta E}{b_a} \right) - \frac{2,303}{b_c} \exp \left(\frac{2,303 \Delta E}{b_c} \right) \right]$$

- Se ΔE é pequeno o expoente nas exponenciais tendem para 0, logo:

$$\left(\frac{d(\Delta i)}{d(\Delta E)} \right)_{\Delta E=0} = i_{corr} \left(\frac{2,303}{b_a} - \frac{2,303}{b_c} \right)$$

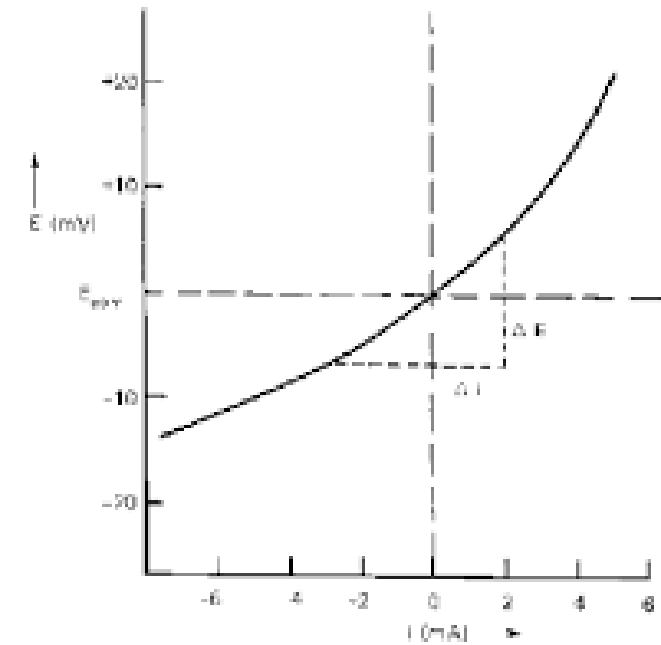
$$\frac{1}{R_p} = \frac{1}{\left(\frac{d(\Delta E)}{d(\Delta i)} \right)_{\Delta i=0}} = i_{corr} \cdot \frac{2,303(b_a + |b_c|)}{b_a \cdot |b_c|}$$

$$i_{corr} = \frac{b_a \cdot |b_c|}{2,303(b_a + |b_c|)} \cdot \frac{1}{R_p}$$

Equação de Stern-Geary

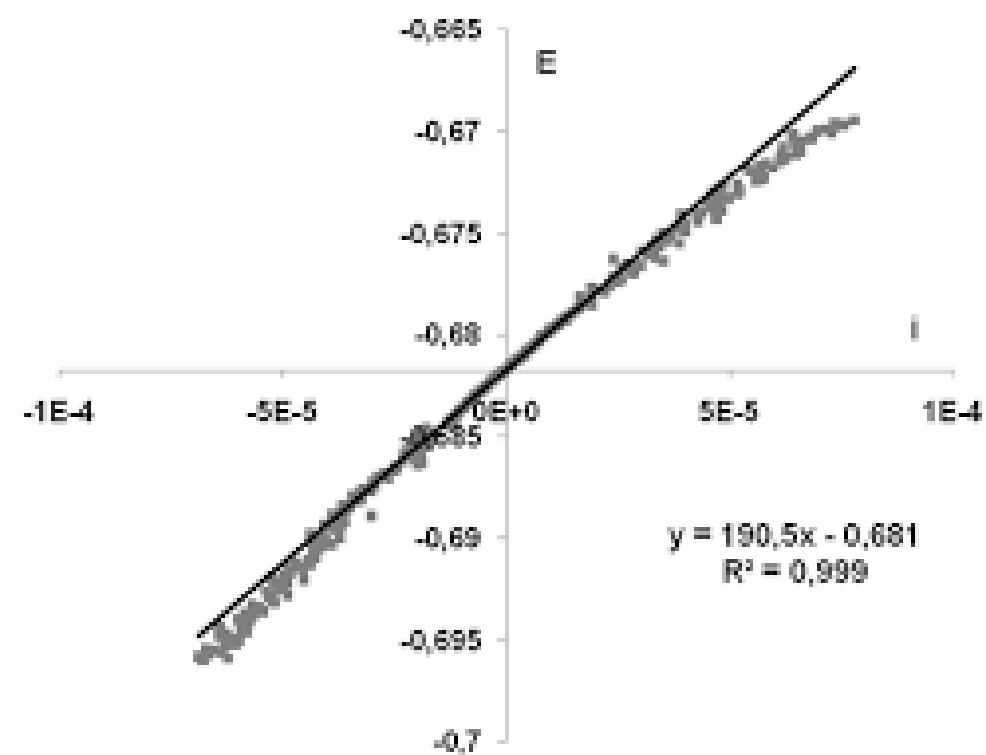
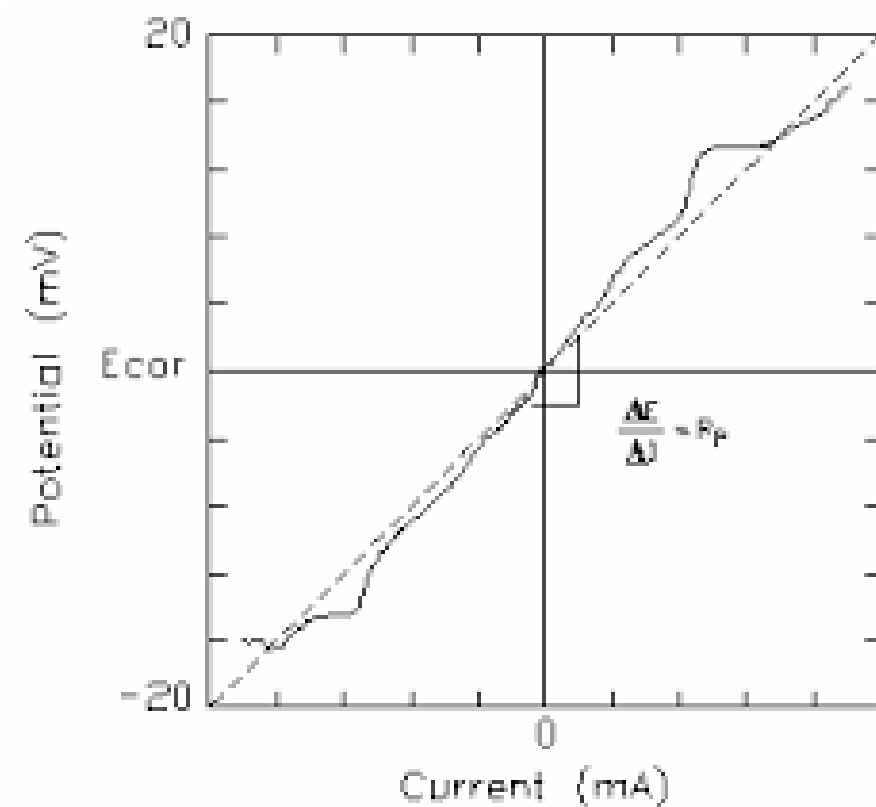
RESISTÊNCIA DE POLARIZAÇÃO LINEAR

- ✓ $R_p \rightarrow$ Declive da tangente da curva de polarização no potencial de corrosão;
- ✓ Obtida traçando uma **curva de polarização em torno do potencial de corrosão**;
- ✓ Os valores de ΔE empregados normalmente estão **em torno de $\pm 10 \text{ mV}$** ;
- ✓ Para **minimizar a distorção** da curva de polarização utiliza-se uma **baixa velocidade de varredura**;



Como frequentemente b_a e b_c não estão disponíveis, associa-se R_p diretamente à resistência à corrosão $\rightarrow \uparrow R_p$ significa **maior resistência à corrosão**.

Como a perturbação é de pequena amplitude, o **eletrodo praticamente não é retirado da condição estacionária** – ideal para determinar resistência à corrosão instantânea.



Arranjos experimentais para obtenção de curvas de polarização

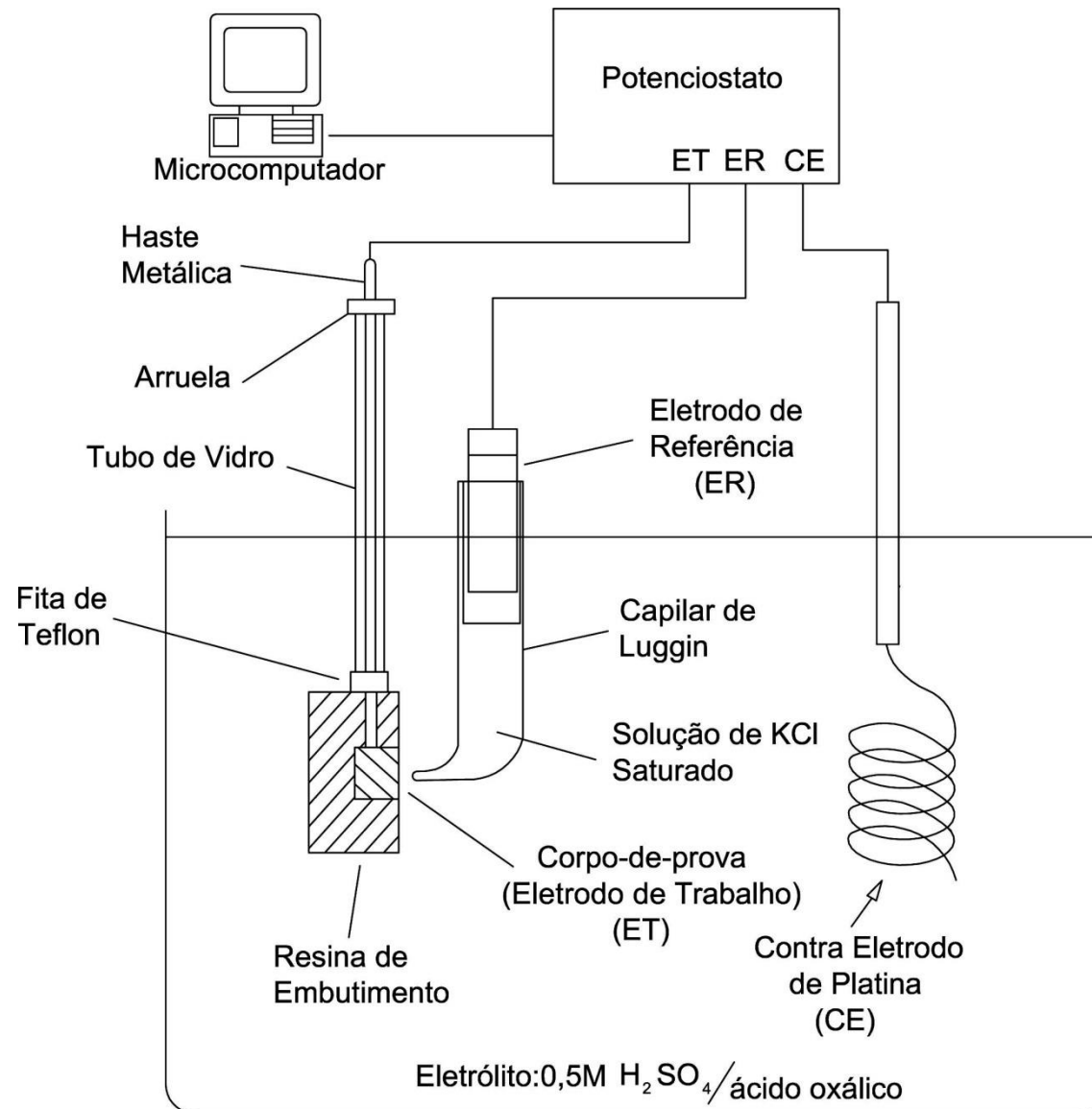
As fotos e esquemas apresentados a seguir ilustram o arranjo experimental para o levantamento de curvas de polarização experimentais.

1. WOLYNEC, Stephan. **Técnicas Eletroquímicas em Corrosão**. São Paulo. EDUSP, 2003, p.79-85.
2. SHREIR, L. L.; JARMAN, R.A. and BURSTEIN, J. T. **Corrosion**. Butterworths – Heinemann Ltd, Oxford; Thrid Edition 1994 – Reprinted: 1995. *(Na 2a. ed, reprinted 1979, as páginas são: cap. 20.2 (p. 20:123-20:143).*

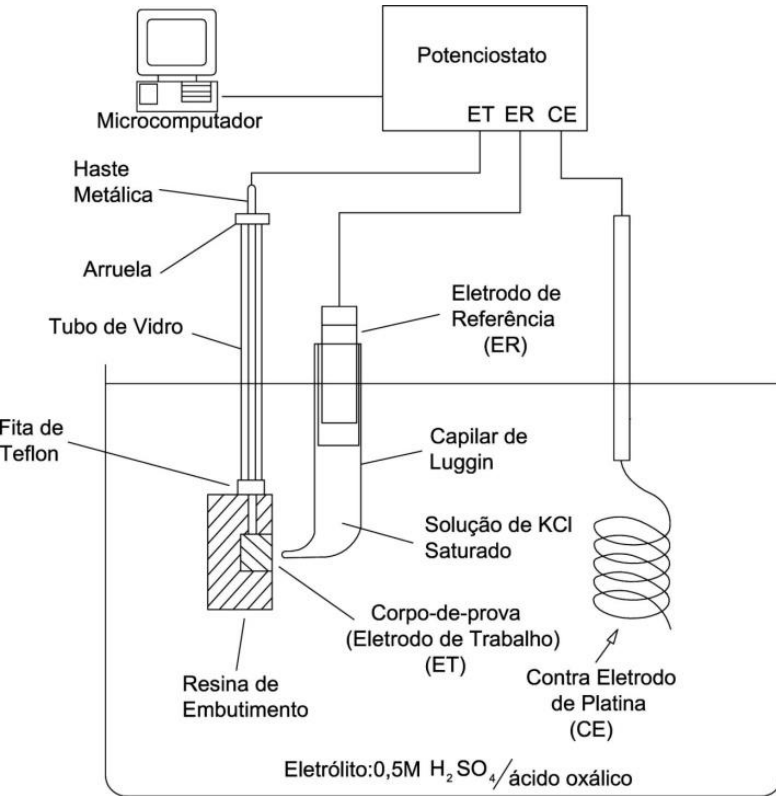
ESQUEMA DE MONTANTE DA CÉLULA EXPERIMENTAL

Marcelo Magri, Mestrado, 1995.

Potenciostato acoplado a um microcomputador e com a célula eletroquímica já conectada.



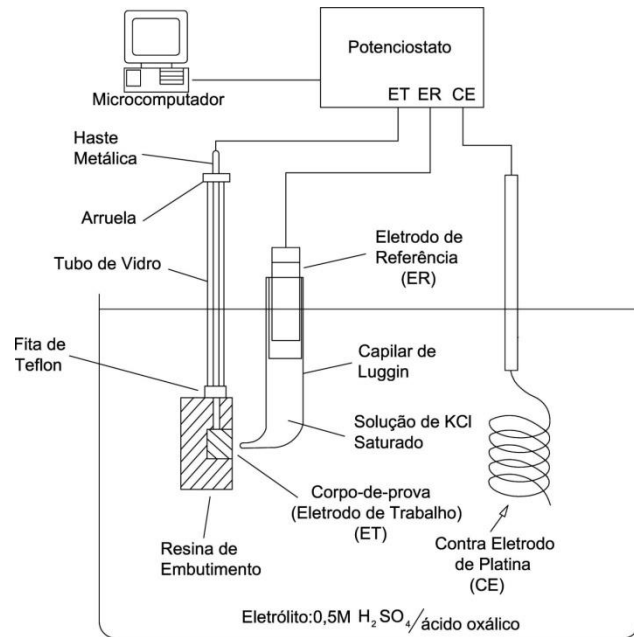
PRINCÍPIOS PARA A OBTENÇÃO DAS CURVAS DE POLARIZAÇÃO



Marcelo Magri, Mestrado, 1995.

- ✓ O eletrodo de referência (**ER**) possui **potencial invariante**;
- ✓ O **potenciostato** registra a **ddp entre** o eletrodo de trabalho (**ET**) e o **ER** – os dois devem estar próximos para minimizar a queda ôhmica.
- ✓ Por meio de um programa de computador, o **potenciostato** aplica a **ddp** desejada **entre o ET e o ER** e a registra - **pode ser em rampa (varredura) ou pulso**;
- ✓ Para cada potencial aplicado a **corrente entre o ET** e o contra-eletrodo (**CE**) é registrada pelo potenciostato – esta corrente **compensa a corrente resultante dos processos interfaciais** devida às reações eletroquímicas no novo potencial;
- ✓ A **curva de polarização** é a representação da **variação da corrente em função do potencial aplicado** - sua análise permite avaliar a intensidade e obter informações sobre os processos na interface em corrosão.

CUIDADOS PARA A OBTENÇÃO DAS CURVAS DE POLARIZAÇÃO



Marcelo Magri, Mestrado, 1995.

Potencial aplicado – E_{apl} :

- ✓ A ddp necessária para originar um dado E_{apl} depende da natureza do eletrólito (queda ôhmica), geometria da célula e posicionamento dos eletrodos;
- ✓ Os potenciostatos são instrumentos de grande precisão e com eletrônica sensível, por isto possuem uma faixa de registro de corrente e de potencial bastante limitados.

Fonte de tensão:

- ✓ São mais versáteis quanto aos valores de potenciais (ddp em relação à referência) que podem ser aplicados aos sistemas.
- ✓ Não permite o controle simultâneo de potencial e registro da corrente, o que impede sua utilização na construção de curvas de polarização.

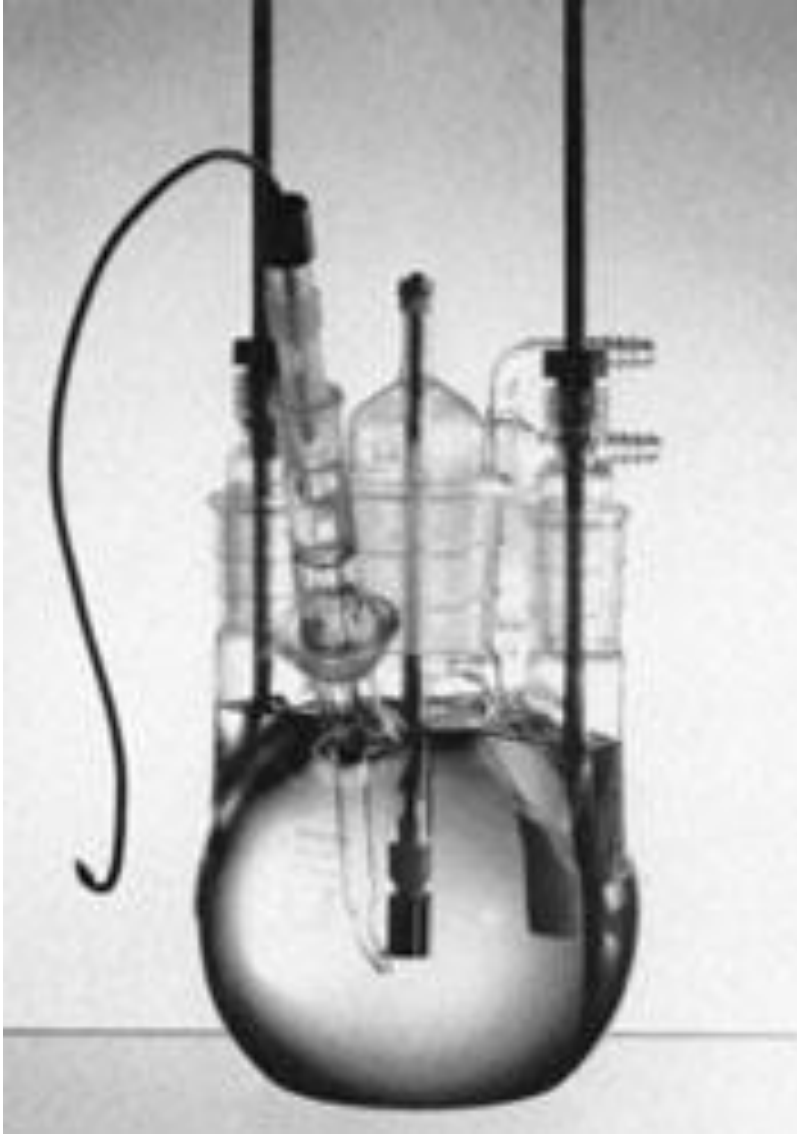
MONTAGEM EXPERIMENTAL



Potenciostato acoplado a um microcomputador e com a célula eletroquímica já conectada.

LIBERTO, Rodrigo César Nascimento.
Mestrado EPUSP/PMT, 2004.

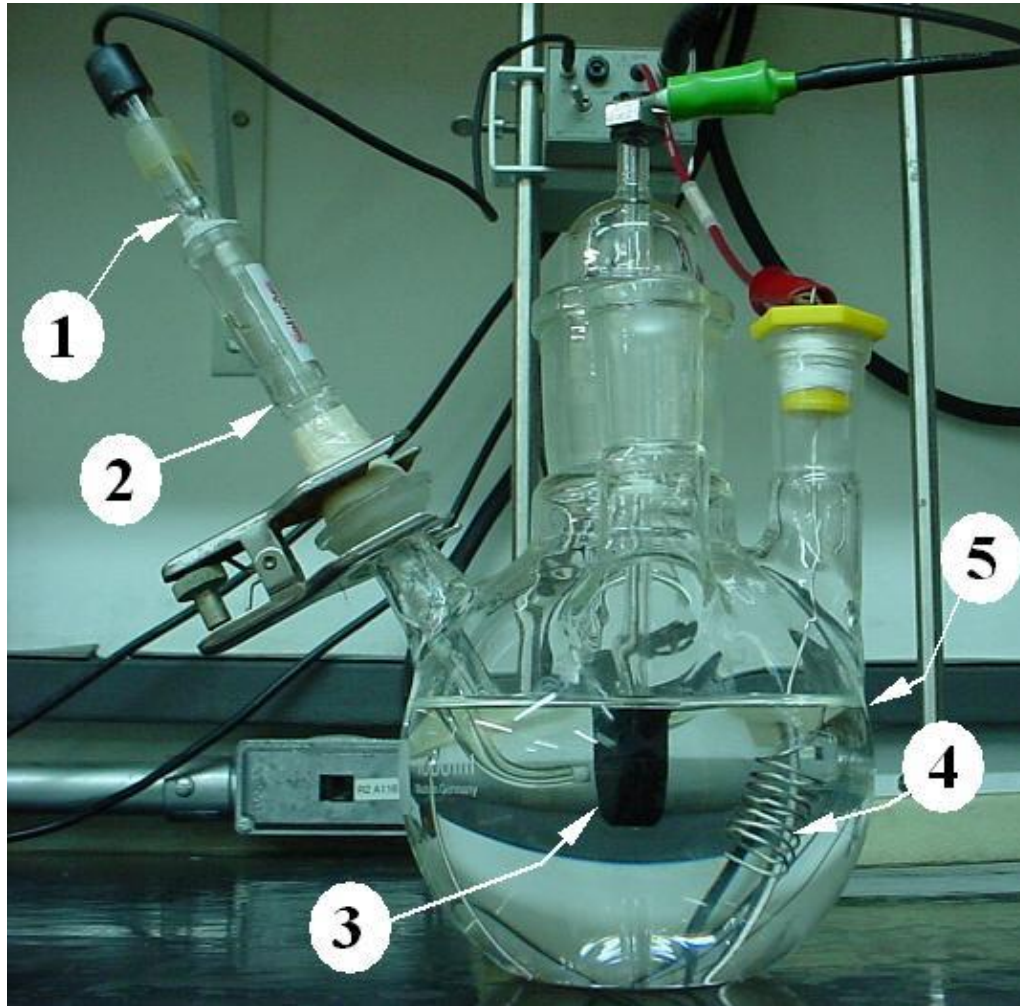
DETALHES DA CÉLULA ELETROQUÍMICA



Célula Eletroquímica:

- capacidade: 500mL
- amostra não embutida
- **contra-eletrodos de grafita**
- eletrodo de referência:
Calomelano Saturado.
- dispositivo para entrada de gás (aeração forçada ou desaeração).

DETALHES DA CÉLULA ELETROQUÍMICA

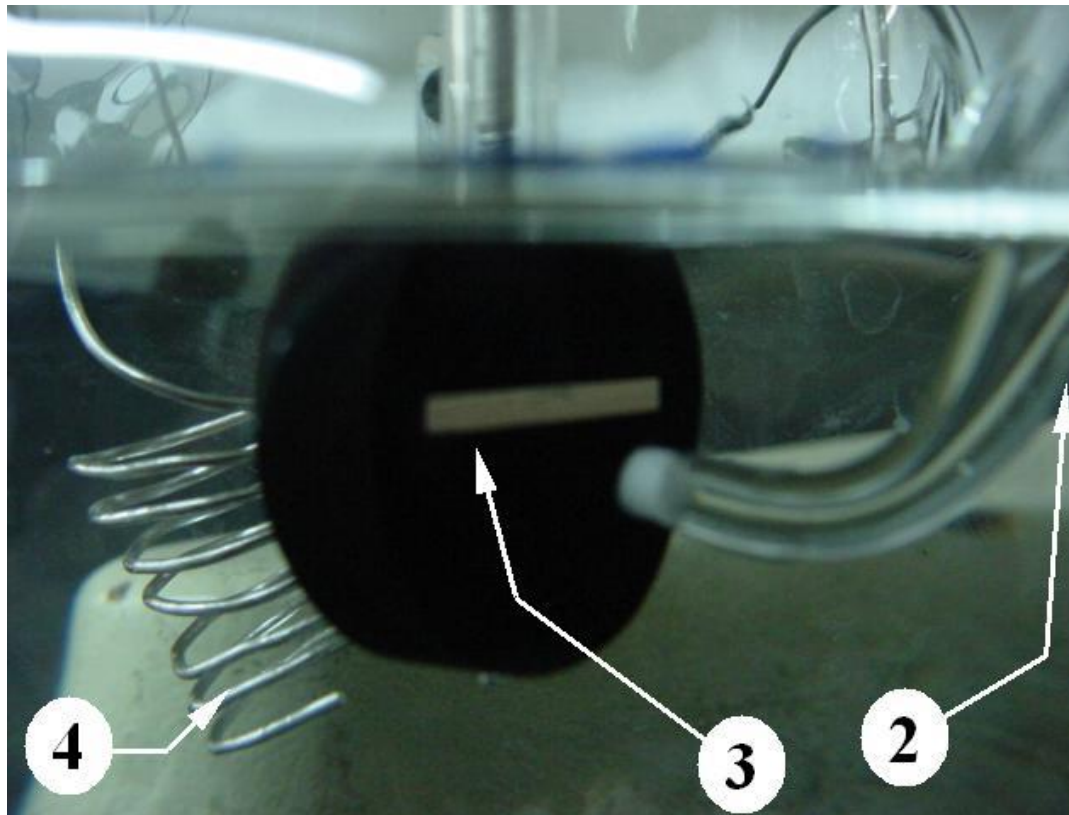


Célula eletroquímica tipo balão volumétrico.

- 1. Eletrodo de referência: calomelano.**
- 2. Capilar de Luggin: extensão para o eletrodo de referência.**
- 3. Eletrodo de trabalho: corpo-de-prova.**
- 4. Contra-eletrodo: fio de platina em forma de espiral ou mola.**
- 5. Nível do eletrólito.**

LIBERTO, Rodrigo César Nascimento.
Mestrado EPUSP/PMT, 2004.

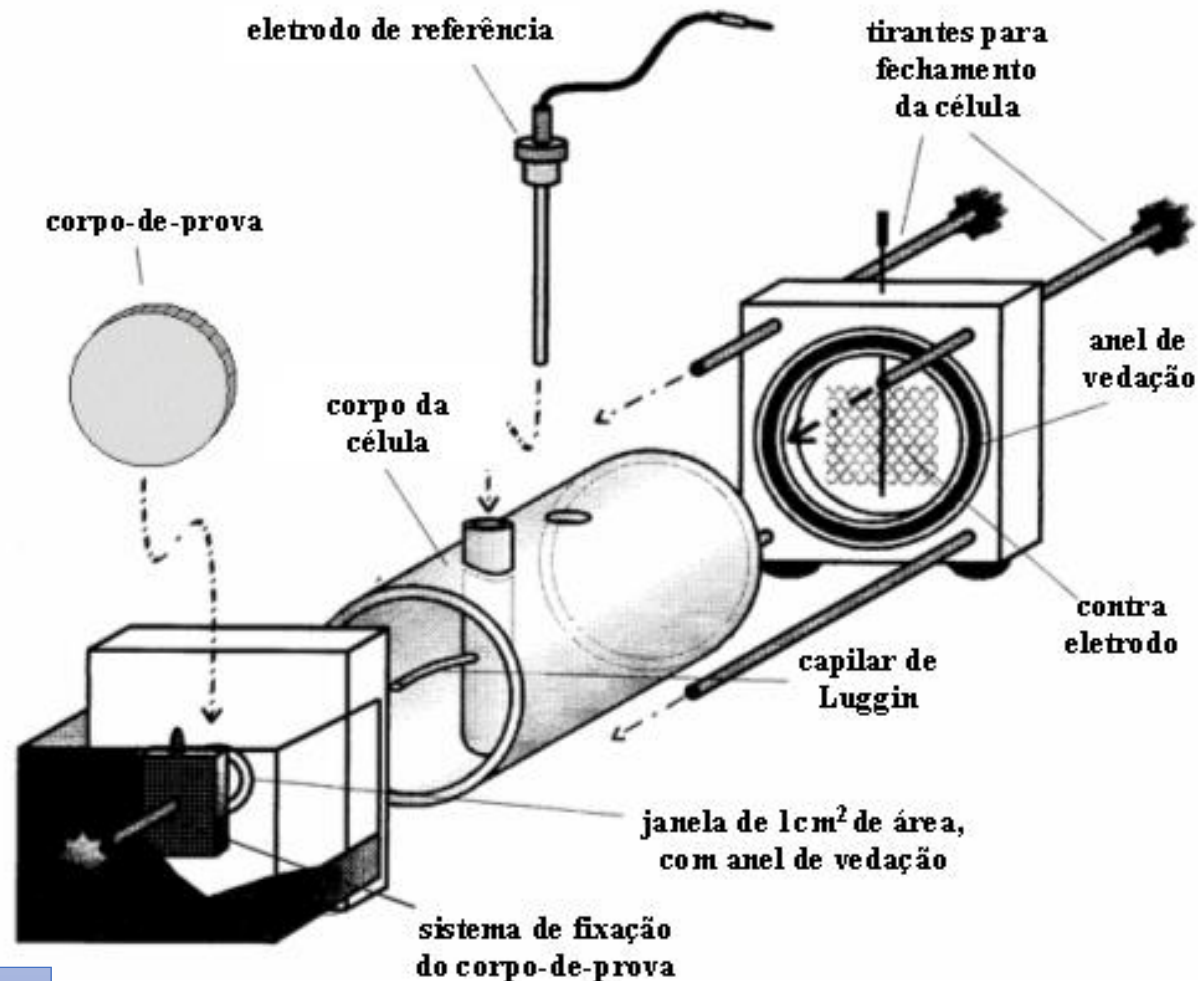
DETALHES DA CÉLULA ELETROQUÍMICA



- 2 - ponta do capilar de Luggin – minimiza a queda ôhmica entre o ET e o ER;
- 3 - corpo-de-prova (ET) – deve ter área bem definida;
- 4 – CE de Pt – **cinética rápida para a contra-reação.**

LIBERTO, Rodrigo César Nascimento. *Mestrado EPUSP/PMT, 2004.*

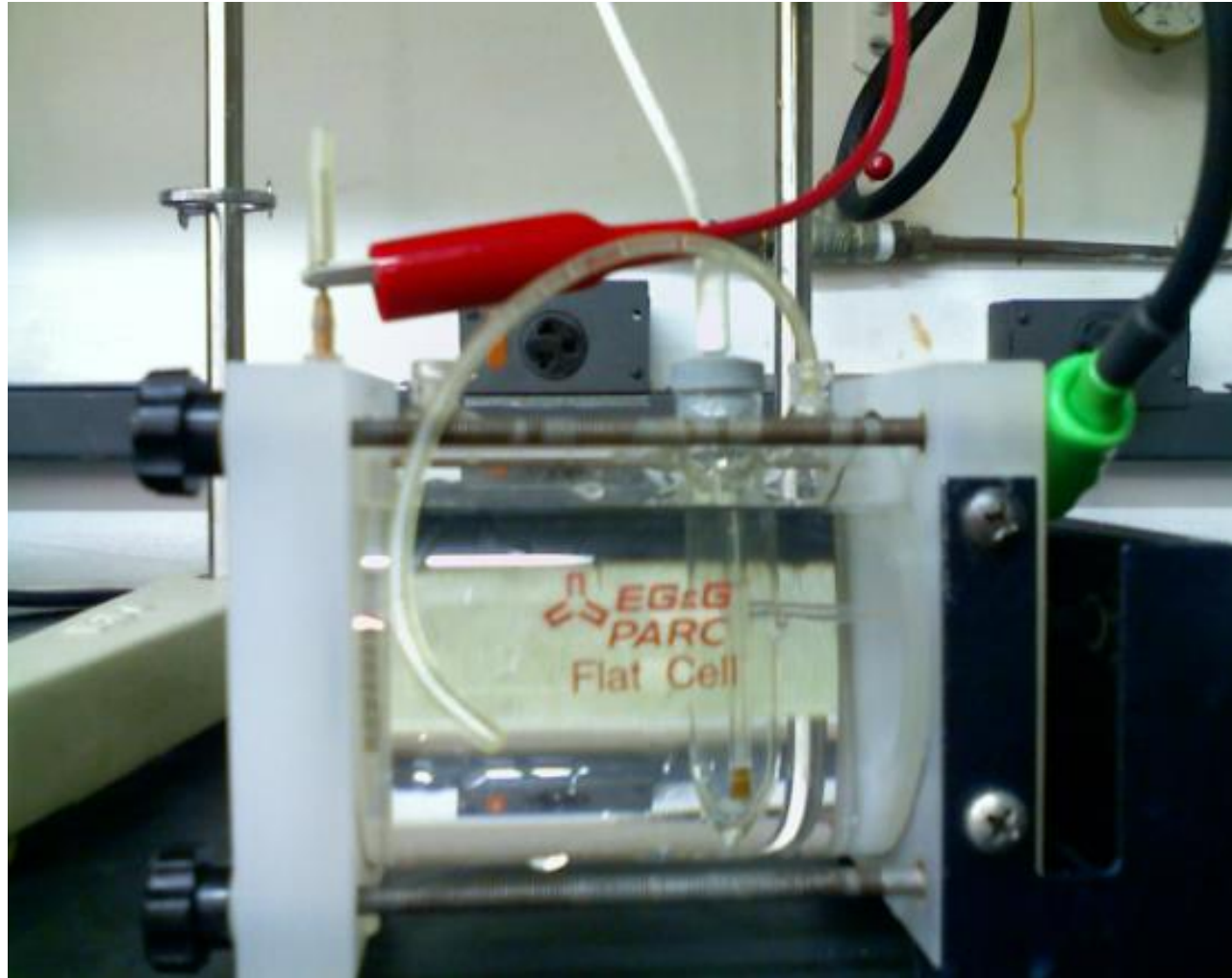
OUTROS TIPOS DE CÉLULAS



Célula Eletroquímica (*célula plana*) com eletrodo de referência Ag/AgCl e como contra-eletrodo uma rede quadrada de platina com 1,5cm de lado.

CORDEIRO, Dirceu Braglia. *Mestrado EPUSP/PMT, 2001. (Influência de tratamentos superficiais de nitretação e nitrocarbonetação, obtidos por plasma pulsado, sobre a resistência à corrosão do aço UNS G 10350.)*

OUTROS TIPOS DE CÉLULAS



Célula Eletroquímica (*célula plana*) com eletrodo de referência Ag/AgCl e como contra-eletrodo uma rede quadrada de platina com 1,5cm de lado.

Bruna Del Monaco, novembro/2008 - TF

ENSAIOS DE PERDA DE MASSA



Procedimento:

1. Tratamento superficial do ET;
2. Desengraxamento e secagem;
3. Pesagem em balança de precisão;
4. Imersão no eletrólito teste pelo período de tempo desejado;
5. Retirada, lavagem;
6. Decapagem eventual para remoção de produtos de corrosão aderidos;
7. Lavagem e secagem;
8. Pesagem;

Ensaio geralmente realizado em triplicata: quantidade de eletrólito, profundidade de imersão e tamanho dos CPs devem ser semelhantes.