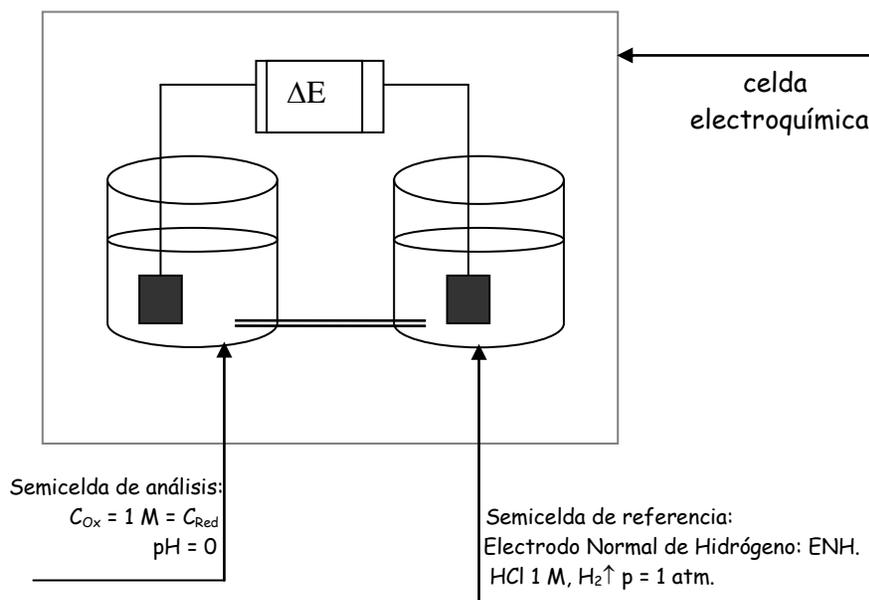


**QUIMICA ANALITICA I (1401).**  
**Documento de Apoyo: Reacciones redox: Manejo de datos, cálculo de  $K_{\text{reacción}}$ .**  
**Dr. Alejandro Baeza, Q.F.B. Adrián de Santiago.**

**1.0 Predicción de las reacciones redox:**

**a) Escalas con base a información termodinámica electroquímica:  $E^\circ$ .**

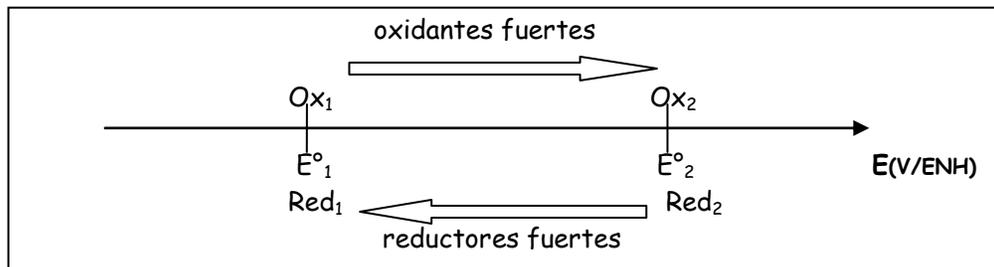
Una *medida de la fuerza relativa* de los pares redox:  $\text{Ox} + n\text{e}^- = \text{Red}$ , la constituye la medición de la diferencia de potencial entre dos conductores de platino-patinado sumergidos en sendas disoluciones en condiciones estándar:



La diferencia de potencial medida es:  $\Delta E = (E^\circ_{\text{Ox/Red}} - E^\circ_{\text{ENH}})$ . Con fines prácticos al electrodo de referencia, ENH, se le asigna un valor relativo de  $E^\circ_{\text{ENH}} = 0.0\text{V}$ , por lo tanto la lectura de diferencia de potencial medida se le atribuye al par Ox/Red y se reporta como el **potencial normal estándar** de dicho par redox. Es interesante comentar que el valor de  $E^\circ_{\text{ENH}}$  con respecto a la *escala absoluta de potencial* es igual a 4.4V.

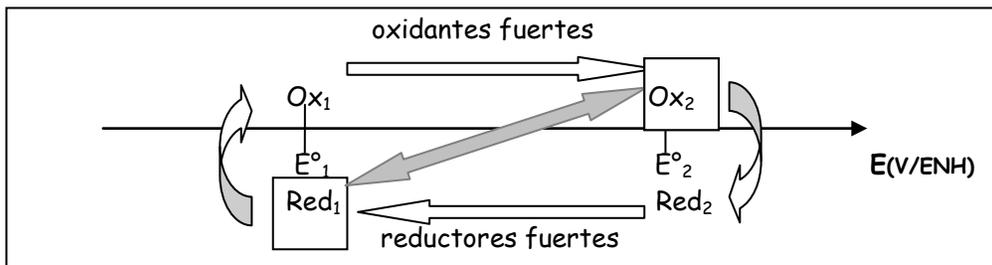
Se han reportado infinidad de tablas de potenciales normales redox ya que son una medida de la fuerza relativa entre oxidantes y reductores y son útiles para predecir la reactividad entre ellos. Se comparan los valores de  $E^\circ$  por medio de escalas de reactividad.

Si se tienen dos pares redox diferentes:  $\text{Ox}_1 + n_1\text{e}^- = \text{Red}_1$  y  $\text{Ox}_2 + n_2\text{e}^- = \text{Red}_2$  cada uno con sus respectivos valores de  $E^\circ$  con respecto al ENH, se puede establecer su fuerza relativa en una escala de potencial:

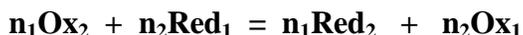
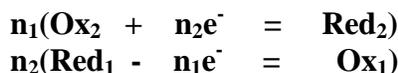


**La reacción redox en solución:**

Si se mezclan Ox<sub>2</sub> con Red<sub>1</sub> ocurre una reacción de intercambio de electrones entre estos pares redox conjugados que estará muy desplazada hacia los productos toda vez que Ox<sub>2</sub> es un oxidante más fuerte que Ox<sub>1</sub> y el Red<sub>1</sub> es un reductor mas fuerte que Red<sub>2</sub> ya que E°<sub>2</sub> > E°<sub>1</sub>. Dicha reactividad se representa de la siguiente manera:



La reacción que ocurre, una vez balanceadas las semireacciones redox, es la siguiente:



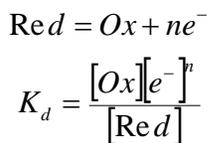
De acuerdo a la predicción cualitativa hecha con la escala de reactividad, esta reacción esta desplazada preferentemente hacia los productos.

La expresión de la constante de equilibrio aparente (*i.e.* en función de concentraciones molares efectivas) de la reacción anterior es:

$$K_{\text{reacción}} = \frac{[\text{Red}_2]^{n_1} [\text{Ox}_1]^{n_2}}{[\text{Ox}_2]^{n_1} [\text{Red}_1]^{n_2}} \gg 1$$

**b) Escalas con base a información termodinámica química: pK<sub>disociación</sub>**

Otra *medida de la fuerza relativa* de los pares redox la constituye la *constante de disociación* del donador de electrones (*reductor*) de acuerdo al equilibrio de disociación siguiente:



La fuerza relativa de los oxidantes y reductores se compara en términos del parámetro adimensional **pe = -log [e<sup>-</sup>]**, de manera análoga al parámetro adimensional usado en química ácido-base, **pH = -log [H<sup>+</sup>]**.

Hay que hacer notar que a diferencia de los iones H<sup>+</sup> solvatados en agua, los electrones solvatados tienen concentraciones muy bajas dada su alta reactividad en dicho disolvente lo cual no impide su definición en los equilibrios químicos redox en disolución acuosa.

Al igual que el pH, es posible determinar el pe experimentalmente con amortiguadores adecuados.

La expresión adimensional de la  $K_d$  queda de la siguiente manera:

$$K_d = \frac{[Ox][e^-]^n}{[Red]}$$

$$[e^-]^n = K_d \frac{[Red]}{[Ox]}$$

$$n \log[e^-] = \log K_d + \log \frac{[Red]}{[Ox]}$$

$$npe = pK_d + \log \frac{[Ox]}{[Red]}$$

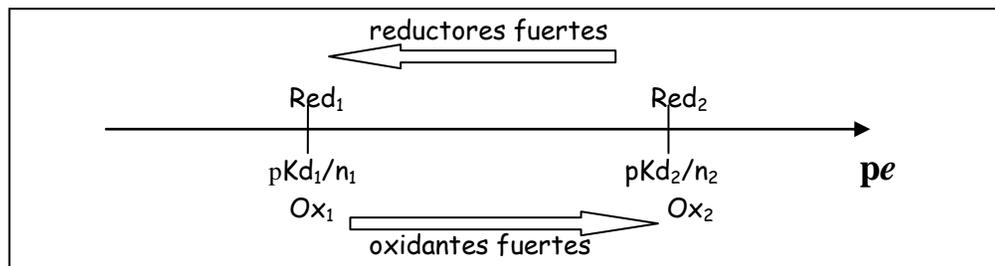
En condiciones estándar  $[Ox] = 1M = [Red]$ :

$$npe = pK_d$$

$$pe = \frac{pK_d}{n}$$

Cada vez más se reportan tablas de  $pK_d$  de pares redox junto con sus respectivos valores de  $E^\circ$ . A semejanza de la predicción de reacciones ácido-base con escalas de pH, los valores de  $pK_d/n$  son útiles para establecer la fuerza relativa de los oxidantes y reductores.

Si se tienen dos pares redox diferentes:  $Red_1 = Ox_1 + n_1e^-$  y  $Red_2 = Ox_2 + n_2e^-$  cada uno con sus respectivos valores de  $pK_d$ , se puede establecer su fuerza relativa en una escala de  $pe$ :



Si se mezclan  $Ox_2$  con  $Red_1$  ocurre una reacción de intercambio de electrones entre estos pares redox que estará muy desplazada hacia los productos ya que  $Ox_2$  es un oxidante más fuerte que  $Ox_1$  y el  $Red_1$  es un reductor más fuerte que  $Red_2$  toda vez que  $pK_{d2}/n_2 > pK_{d1}/n_1$ .

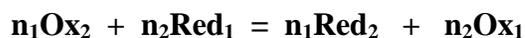
#### La reacción redox:

Como puede observarse las conclusiones sobre la fuerza relativa de los pares redox son las mismas que las obtenidas con la escala electroquímica de potencial. La reactividad entre  $Ox_2$  y  $Red_1$  se representa de la siguiente manera con una escala de  $pe$ :



Esta ecuación permite el cálculo de la  $K_{eq}$  de la reacción entre oxidantes y reductores.

El cálculo de la constante de reacción entre  $Ox_2$  y  $Red_1$ :



$$K_{reacción} = \frac{[Red_2]^{n_1} [Ox_1]^{n_2}}{[Ox_2]^{n_1} [Red_1]^{n_2}} \gg 1$$

se realiza de acuerdo a los siguientes pasos:

1) Al equilibrio la disolución alcanza un potencial  $E_{eq}$  igual al potencial de electrodo relacionado con las ecuaciones de Nernst-Peters de cada par redox por lo que es válido igualarlas:

$$E_{eq} = E^{\circ}_{Ox_2/Red_2} + \frac{0.06V}{n_2} \log \frac{[Ox_2]}{[Red_2]}$$

$$E_{eq} = E^{\circ}_{Ox_1/Red_1} + \frac{0.06V}{n_1} \log \frac{[Ox_1]}{[Red_1]}$$

$$E^{\circ}_{Ox_2/Red_2} + \frac{0.06V}{n_2} \log \frac{[Ox_2]}{[Red_2]} = E^{\circ}_{Ox_1/Red_1} + \frac{0.06V}{n_1} \log \frac{[Ox_1]}{[Red_1]}$$

2) Se multiplica por  $(n_1/n_1)$  el lado izquierdo y por  $(n_2/n_2)$  el lado derecho de la igualdad anterior:

$$E^{\circ}_{Ox_2/Red_2} + \frac{0.06V}{n_2} \left( \frac{n_1}{n_1} \right) \log \frac{[Ox_2]}{[Red_2]} = E^{\circ}_{Ox_1/Red_1} + \frac{0.06V}{n_1} \left( \frac{n_2}{n_2} \right) \log \frac{[Ox_1]}{[Red_1]}$$

3) Se separan los cocientes de  $(n_1/n_1)$  y  $(n_2/n_2)$  para tener coeficientes iguales y las concentraciones elevadas a sendos coeficientes estequiométricos como en la  $K_{eq}$  de la reacción:

$$E^{\circ}_{Ox_2/Red_2} + \frac{0.06V}{n_1 n_2} \log \frac{[Ox_2]^{n_1}}{[Red_2]^{n_1}} = E^{\circ}_{Ox_1/Red_1} + \frac{0.06V}{n_1 n_2} \log \frac{[Ox_1]^{n_2}}{[Red_1]^{n_2}}$$

4) Se agrupan los valores de  $E^{\circ}$  de un lado de la ecuación y los términos logarítmicos del otro lado con el coeficiente común:

$$E^{\circ}_{Ox_2/Red_2} - E^{\circ}_{Ox_1/Red_1} = \frac{0.06V}{n_1 n_2} \log \frac{[Ox_1]^{n_2}}{[Red_1]^{n_2}} - \frac{0.06V}{n_1 n_2} \log \frac{[Ox_2]^{n_1}}{[Red_2]^{n_1}}$$

5) Se factoriza el coeficiente del término logarítmico:

$$E^{\circ}_{Ox_2/Red_2} - E^{\circ}_{Ox_1/Red_1} = \frac{0.06V}{n_1 n_2} \left[ \log \frac{[Ox_1]^{n_2}}{[Red_1]^{n_2}} - \log \frac{[Ox_2]^{n_1}}{[Red_2]^{n_1}} \right]$$

- 6) Se invierte el cociente del término del logaritmo negativo:

$$E^{\circ}_{Ox_2/Red_2} - E^{\circ}_{Ox_1/Red_1} = \frac{0.06V}{n_1 n_2} \left[ \log \frac{[Ox_1]^{n_2}}{[Red_1]^{n_2}} + \log \frac{[Red_2]^{n_1}}{[Ox_2]^{n_1}} \right]$$

- 7) Se aplica la regla logarítmica “log a+ log b = log (ab)”:

$$E^{\circ}_{Ox_2/Red_2} - E^{\circ}_{Ox_1/Red_1} = \frac{0.06V}{n_1 n_2} \log \frac{[Ox_1]^{n_2} [Red_2]^{n_1}}{[Red_1]^{n_2} [Ox_2]^{n_1}}$$

- 8) Se despeja el término logarítmico:

$$\frac{n_1 n_2}{0.06V} (E^{\circ}_{Ox_2/Red_2} - E^{\circ}_{Ox_1/Red_1}) = \log \frac{[Ox_1]^{n_2} [Red_2]^{n_1}}{[Red_1]^{n_2} [Ox_2]^{n_1}}$$

- 9) Se identifica la expresión de  $K_{reacción}$ :

$$\log \frac{[Ox_1]^{n_2} [Red_2]^{n_1}}{[Red_1]^{n_2} [Ox_2]^{n_1}} = \log K_{reacción} = \frac{n_1 n_2}{0.06V} (E^{\circ}_{Ox_2/Red_2} - E^{\circ}_{Ox_1/Red_1})$$

- 10) Finalmente se expresa el valor de  $K_{reacción}$  en forma exponencial:

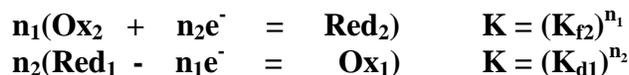
$$K_{reacción} = 10^{\left( \frac{E^{\circ}_{Ox_2/Red_2} - E^{\circ}_{Ox_1/Red_1}}{0.06V} \right) n_1 n_2}$$

De la expresión anterior se corrobora que  $K_{reacción} \gg 1$  toda vez que  $E^{\circ}_2 > E^{\circ}_1$  y por tanto la diferencia es positiva:  $(E^{\circ}_2 - E^{\circ}_1) > 1$ .

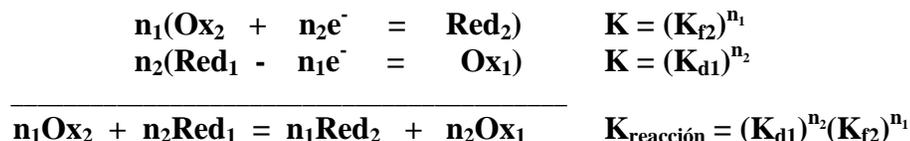
**b) Con el modelo termodinámico químico.**

El cálculo de la K de reacción entre  $Ox_2$  y  $Red_1$  por medio de los valores de  $K_{disociación}$  y  $K_{formación}$  de cada par conjugado se realiza aplicando la Ley de Hess que nos garantiza que los equilibrios químicos son aditivos y sus respectivas constantes de equilibrio multiplicativas.

- 1) Se balancean sendas semireacciones y las K de equilibrio correspondientes se elevan a sendos exponentes utilizados para el balanceo:



- 2) Se suman las semireacciones y se multiplican las constantes de las semirreacciones ya balanceadas:



Con estos dos pasos queda calculada la constante de reacción redox.

### 3.0 Relación entre la información termodinámica química y electroquímica: $E^\circ$ y $pK_d$ .

Si bien en la actualidad es posible encontrar en la literatura docente tablas de  $pK_d$  redox, todavía las tablas con valores de  $E^\circ$  siguen predominando.

Para un par redox  $Ox + ne^- = Red$  es posible comparar la ecuación de Nernst con el  $pK_d$  en forma adimensional.

La forma adimensional de la  $K_d$  del par redox es:

$$K_d = \frac{[Ox][e^-]^n}{[Red]}$$

$$pe = \frac{pK_d}{n} + \frac{1}{n} \log \frac{[Ox]}{[Red]}$$

La forma adimensional de la ecuación de Nernst-Peters es:

$$E = E^\circ + \frac{0.06V}{n} \log \frac{[Ox]}{[Red]}$$

$$\left(\frac{1}{0.06V}\right)E = \left(\frac{1}{0.06V}\right)E^\circ + \frac{1}{n} \log \frac{[Ox]}{[Red]}$$

Si se comparan ya adimensionalmente:

$$pe = \frac{pK_d}{n} + \frac{1}{n} \log \frac{[Ox]}{[Red]}$$

$$\left(\frac{1}{0.06V}\right)E = \left(\frac{1}{0.06V}\right)E^\circ + \frac{1}{n} \log \frac{[Ox]}{[Red]}$$

Se concluye que la relación entre  $pe$ ,  $E$ ,  $pK_d$  y  $E^\circ$  es la siguiente:

$$E = pe(0.06V)$$

$$pK_d = \frac{nE^\circ}{0.06V}$$

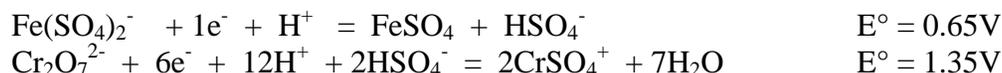
De esta manera si se conoce el valor de  $E^\circ$  de tablas es posible calcular el correspondiente valor del  $pK_d$  de disociación del equilibrio  $Red = Ox + ne^-$ .

$$K_d = 10^{-\left(\frac{nE^\circ}{0.06V}\right)} = \frac{[Ox][e^-]^n}{[Red]}$$

#### 4.0 Ejemplo de aplicación.

El Fe(II) es un reactivo muy usado en Análisis Químico desde que Karl Friederich Mohr introdujo, junto con otros reactivos, su uso en volumetría *redox* en 1830 (Charles M. Beck, *Contactos* 3(1994)14, UAM-I). Desde entonces las valoraciones volumétricas de Fe(II) en estándares y muestras variadas se aplican en control analítico farmacéutico, análisis de alimentos, análisis de aguas, análisis metalúrgico, análisis ambiental, etc.

La reacción operativa de titulación es muy cuantitativa si se efectúa en medio ácido sulfúrico a pH = 0. En este medio se conoce la siguiente información:

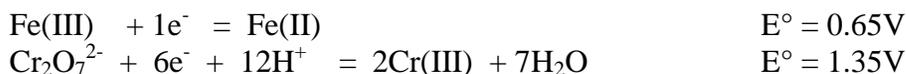


Calcular la  $K_{\text{reacción}}$  de reacción en medio sulfúrico controlado a) con la información termodinámica electroquímica proporcionada y b) con la información termodinámica química correspondiente.

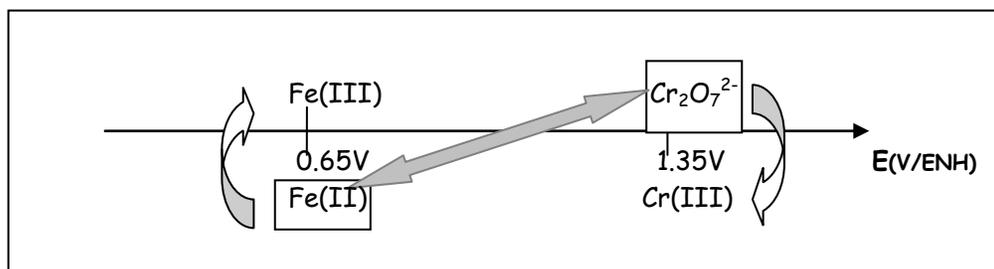
a) Con la información termodinámica electroquímica:

Predicción de la reacción:

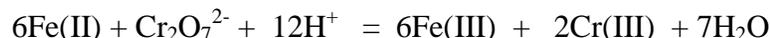
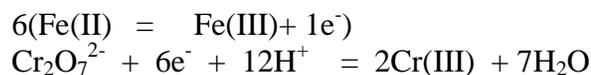
Dado que la concentración de  $\text{H}^+$  y  $\text{HSO}_4^-$  son 1 mol/L y amortiguadas, se representan las semireacciones de la siguiente manera:



En una escala de potenciales redox:



La suma de semireacciones balanceadas lleva a la reacción operativa de titulación:



Con una constante de equilibrio de reacción igual a:

$$K_{\text{reacción}} = \frac{[\text{Fe(III)}]^6 [\text{Cr(III)}]^2}{[\text{Fe(II)}]^6 [\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}]}$$

En la siguiente secuencia de ecuaciones se muestran los pasos algebraicos para el cálculo de  $K_{\text{reacción}}$  con las ecuaciones de Nernst-Peters respectivas:

(1)

$$E = 1.35V + \frac{0.06}{6} \log \frac{[Cr_2O_7^{2-}]}{[Cr(III)]^2}$$

$$E = 0.65V + \frac{0.06V}{1} \log \frac{[Fe(III)]}{[Fe(II)]}$$

(2)

$$1.35V + \frac{0.06}{6} \log \frac{[Cr_2O_7^{2-}]}{[Cr(III)]^2} = 0.65V + \frac{0.06V}{1} \log \frac{[Fe(III)]}{[Fe(II)]}$$

(3)

$$1.35V + \frac{0.06}{6} \left(\frac{1}{1}\right) \log \frac{[Cr_2O_7^{2-}]}{[Cr(III)]^2} = 0.65V + \frac{0.06V}{1} \left(\frac{6}{6}\right) \log \frac{[Fe(III)]}{[Fe(II)]}$$

$$1.35V + \frac{0.06}{6} \log \frac{[Cr_2O_7^{2-}]}{[Cr(III)]^2} = 0.65V + \frac{0.06V}{6} \log \frac{[Fe(III)]^6}{[Fe(II)]^6}$$

(4)

$$1.35V - 0.65V = -\frac{0.06}{6} \log \frac{[Cr_2O_7^{2-}]}{[Cr(III)]^2} + \frac{0.06V}{6} \log \frac{[Fe(III)]^6}{[Fe(II)]^6}$$

$$1.35V - 0.65V = \frac{0.06}{6} \log \frac{[Cr(III)]^2}{[Cr_2O_7^{2-}]} + \frac{0.06V}{6} \log \frac{[Fe(III)]^6}{[Fe(II)]^6}$$

$$1.35V - 0.65V = \frac{0.06}{6} \log \left[ \frac{[Cr(III)]^2}{[Cr_2O_7^{2-}]} \frac{[Fe(III)]^6}{[Fe(II)]^6} \right]$$

(5)

$$\left(\frac{6}{0.06V}\right)(1.35V - 0.65V) = \log \left[ \frac{[Cr(III)]^2}{[Cr_2O_7^{2-}]} \frac{[Fe(III)]^6}{[Fe(II)]^6} \right]$$

$$\log \left[ \frac{[Cr(III)]^2}{[Cr_2O_7^{2-}]} \frac{[Fe(III)]^6}{[Fe(II)]^6} \right] = \log K_{reacción} = \left(\frac{6}{0.06V}\right)(1.35V - 0.65V)$$

(6)

$$\log K_{reacción} = 70$$

$$K_{reacción} = 10^{70}$$

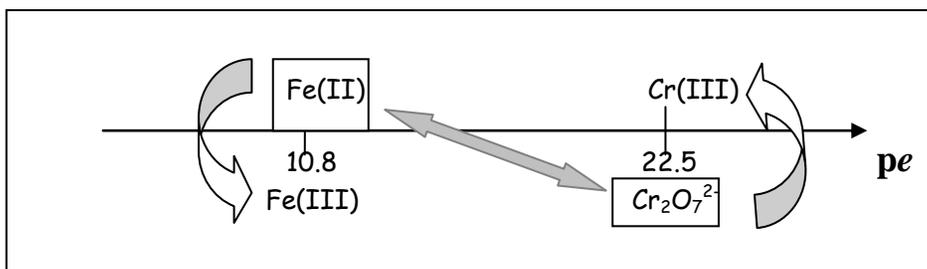
b) Con la información termodinámica química:

Primero es necesario transformar los valores de  $E^\circ$  a valores de  $pK_d$  redox:

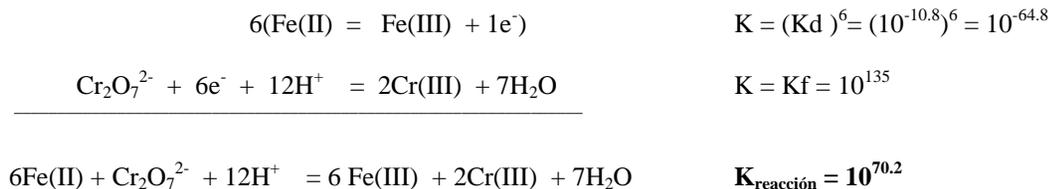
	$E^\circ$ (V/ENH)	n	$pK_d = \frac{nE^\circ}{0.06}$
<b>Fe(III)/Fe(II)</b>	0.65	1	10.8
<b>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub><sup>2-</sup>/Cr(III)</b>	1.35	6	135.0

Predicción de la reacción:

En una escala de  $pe$  se colocan sendos pares redox en el valor de  $(pK_d/n)$  respectivo:



Para calcular la  $K_{eq}$  es necesario simplemente sumar las semirreacciones balanceadas y multiplicar sendas  $K_d$  o  $K_f$ :



es decir:

$$K_{\text{reacción}} = \frac{[\text{Fe(III)}]^6 [\text{Cr(III)}]^3}{[\text{Fe(II)}]^6 [\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}]} = 10^{70.2}$$

El valor encontrado coincide con aquel calculado con las ecuaciones de Nernst-Peters.

## 5.0 Bibliografía de apoyo.

### Sobre la escala absoluta de potencial:

- 1) Sergio Trasatti  
IUPAC  
“The absolute electrode potential: an explanatory note”  
*Pure & Applied Chemistry* **58**(1986)955-966
- 2) Jean-Lou Sculfort  
“Un concept controversé: le potentiel d’électrode absolu”  
*L’actualité Chimique*. Juilliet-Aout (1992)306-310
- 3) K. Rajeshwar and J. G. Ibáñez  
“Environmental Electrochemistry”  
Academic Press (1997)500

### Sobre la química y fisicoquímica del electrón solvatado:

- 4) Robert F. Gould, Editor  
“Solvated Electron. Advances in Chemistry Series”  
*American Chemical Society*. (1965)55-81
- 5) S. R. Logan  
“The Solvated Electron-the Simplest Ion and Reagent”  
*Journal of Chemical Education* **44**[6](1967)344-349
- 6) Da-Fei and Larry Kevan  
“Theoretical Models for Solvated Electrons”  
*Chemical Reviews* **80**[1](1980)1-17
- 7) Bernard Hickel  
“L’électron solvaté: une espèce chimique fugace”  
*La Recherche*. Janvier **12**(1981)76-77
- 8) Kwang S. Kim, Sik Lee, Jongseob Kim and Jin Yong Lee  
“Molecular Cluster Bowl to Enclose a Single Electron”  
*Journal of American Chemical Society* **119**(1997)9329-9330
- 9) K. R. Siefertmann, Y.Liu, E. Lugovoy, O. Link, M. Faubel, U. Buck, B. Winter and B. Abel  
“Binding energies, lifetimes and implitations of bulk and interface solvated electrons in water”  
*Nature Chemistry* **2**(2010)274-279.

### Sobre reacciones redox con $K_{redox}$ y escalas de pe:

- 9) Lars Gunnar Sillén  
“Redox Diagrams”  
*Journal of Chemical Education*, December (1952)600-608
- 10) David Davidson and Kenneth Geller  
“The Algebra of Simultaneous Equilibria”  
*Journal of Chemical Education*, (1953)238-242

- 11) J. Inczédy  
“Analytical Applications of Complex Equilibria”  
Ellis Horwood Limited. John Wiley & Sons Inc. 1976
- 12) Santiago Vicente Pérez  
“Química de las Disoluciones: diagramas y cálculos gráficos”  
Alhambra. 1979.
- 13) Garrison Zopito  
“The Chemistry of soils. Electrochemical Phenomena”  
1st. Edition  
Oxford University Press. 1989.
- 14) Werner Stumm and James J. Morgan  
“Aquatic Chemistry. An Introduction Emphasizing Chemical Equilibria in Natural Waters”  
“2nd Edition  
John Wiley & Sons. 1981.
- 15) Henry Freiser  
“Concepts and calculations in Analytical Chemistry: A spreadsheet approach”  
Boca Raton. CRC. 1992.
- 16) Bernard Trémillon  
“Électrochimie Analytique et Réactions en Solution”  
Tome 1: Reactions en solution.  
Masson. 1993
- 17) J. Vale, C. Fernández-Pereira, and M. Alcalde  
“General Treatment of Aqueous Ionic Equilibria Using Predominance Diagrams”  
*Journal of Chemical Education* **70-10**(1993)790-795
- 18) R. Kellner, J. M. Mermet, M. Otto, H. M. Widmer  
“Analytical Chemistry”  
Wiley-VCH. 1998.
- 19) Manuel Aguilar Sanjuán  
“Introducción a los equilibrios iónicos”  
Segunda Edición.  
Editorial Reverté.  
1999.
- 20) Vernon L. Snoeyink, David Jenkins  
“Química del Agua”  
Limusa. 2000.
- 21) J. M. Mermet, M. Otto, M. Valcárcel, R. Kellner, H. M. Widmer  
“Analytical Chemistry. A Modern Approach to Analytical Science”  
Wiley-VCH Verlag GMBH & Co. KGaA. 2004.
- 22) Alejandro Baeza  
“Química Analítica. Expresión Gráfica de las Reacciones Químicas”  
S. y G. Editores. 2006.

- 
- 23) Jorge G. Ibañez. Margarita Hernandez-Esparza, Carmen Doria-Serrano, Arturo Fregoso-Infante, Mono Mohan Singh  
“Environmental Chemistry”  
Chap. 2.3.5. The pE Scale.  
Springer.  
2007.

**Series de problemas resueltos y propuestos sobre química redox en Química Analítica:**

- 24) Alejandro Baeza. Química Analítica I : <http://depa.fquim.unam.mx/amyd>