



UNIVERSIDAD
POLITECNICA
DE VALENCIA

Construcción de los diagramas de zonas de predominancia de pH para los sistemas ternarios metal-electrolito-agua

Apellidos, nombre	Muñoz Portero, María José (mjmunoz@iqn.upv.es)
Departamento	Ingeniería Química y Nuclear
Centro	Escuela Técnica Superior de Ingenieros Industriales



1 Resumen de las ideas clave

En este artículo vamos a aprender cómo se construye un **diagrama de zonas de predominancia de pH** para un sistema ternario metal-electrolito-agua. Todo ello lo veremos a través de ejemplos prácticos para facilitar el aprendizaje de los conceptos básicos descritos en el presente documento.

2 Objetivos

Una vez que el alumno se lea con detenimiento este documento, será capaz de:

- Calcular las condiciones de equilibrio termodinámico de las especies presentes en un diagrama de zonas de predominancia de pH para un sistema ternario metal-electrolito-agua.
- Representar un diagrama de zonas de predominancia de pH para un sistema ternario metal-electrolito-agua.

3 Introducción

Los diagramas de zonas de predominancia de pH son una representación de las regiones de estabilidad termodinámica de las especies en los sistemas metal-electrolito acuoso en función del pH para cada uno de los estados de oxidación de las especies. Estos diagramas pueden ser útiles para la construcción posterior de los diagramas de Pourbaix (diagramas potencial-pH), los cuales fueron descritos en trabajos previos [1-3]. Los diagramas de Pourbaix son una herramienta muy útil en el campo de la corrosión, ya que definen las regiones de estabilidad termodinámica de un metal, el electrolito (normalmente agua) y los compuestos relacionados, por ejemplo, óxidos, hidróxidos e hidruros, en función del potencial y del pH a la temperatura de interés [4-7].

¿Cómo podemos construir un diagrama de zonas de predominancia de pH? Los diagramas de zonas de predominancia de pH podemos construirlos a partir de cálculos basados en la constante de equilibrio de las distintas especies metálicas. En un trabajo previo describimos como se construían los diagramas de zonas de predominancia de pH para los sistemas binarios metal-agua [8]. En este documento vamos a ver como se construyen los diagramas de zonas de predominancia para los sistemas ternarios metal-electrolito-agua.

4 Desarrollo

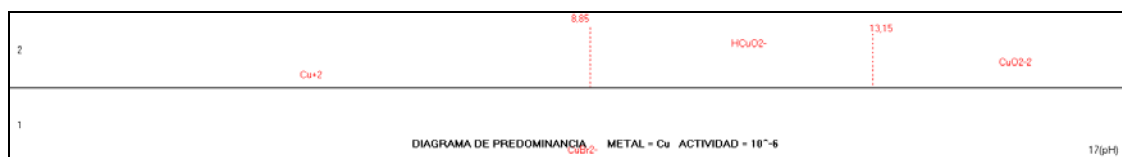
Ahora vamos a ver como se construyen los diagramas de zonas de predominancia de pH para los **sistemas ternarios metal-electrolito-agua**. Como ejemplo vamos a construir los diagramas de zonas de predominancia de pH para el sistema cobre-bromuro-agua a 25 °C, correspondiente al cobre en una disolución acuosa de bromuro de litio (LiBr) de 400 g/l a 25 °C y considerando una actividad de las especies de cobre solubles de 10^{-6} , los cuales se muestran en la Figura 1. Para el cálculo de las condiciones de equilibrio en el caso de la disolución acuosa de LiBr de 400 g/l (4,61 M) debes de tener en cuenta una actividad del ion bromuro de



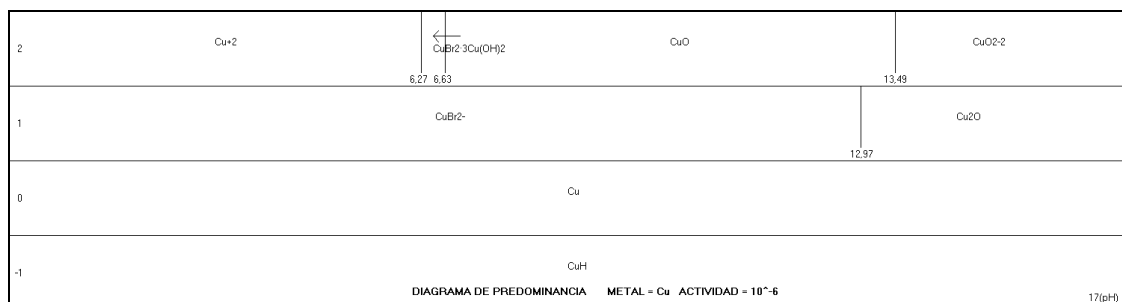
15,61 y una actividad del agua de 0,715, obtenidas mediante el método propuesto por Meissner y Kusik [9,10], tal como se describió en un trabajo previo [11].

En la Figura 1 se muestran dos tipos de diagramas de zonas de predominancia de pH considerando: solo especies acuosas (Figura 1a) y todas las especies (Figura 1b). Dichos diagramas se han construido utilizando el software EpHGraph, cuyo manejo se ha descrito en un trabajo previo [12]. Para construir un diagrama de zonas de predominancia de pH es útil seguir los siguientes pasos:

- Recopilar los valores de las **energías libres de Gibbs de formación estándar (ΔG_f°)** de todas las especies implicadas **agrupadas por estados de oxidación**.
- Escribir las ecuaciones de las diferentes **reacciones** en las que intervienen estas especies para cada uno de los estados de oxidación.
- Calcular las **condiciones de equilibrio** de las distintas reacciones para cada uno de los estados de oxidación.
- Realizar la **representación del diagrama de zonas de predominancia de pH** a partir de las condiciones de equilibrio calculadas previamente.



(a)



(b)

Figura 1. Diagrama de zonas de predominancia de pH para el sistema cobre-bromuro-agua a 25 °C, correspondiente al cobre en una disolución acuosa de LiBr de 400 g/l a 25 °C y una actividad de las especies de cobre solubles de 10^{-6} , considerando: (a) solo especies acuosas y (b) todas las especies.

4.1 Energías libres de Gibbs de formación estándar

Lo primero que vamos a hacer es establecer una lista de todas las especies que se van a considerar en el sistema ternario cobre-bromuro-agua. Después debemos buscar en la literatura los valores de las **energías libres de Gibbs de formación estándar (ΔG_f°)** a 25 °C de todas las especies [13,14]. Con estos valores hacemos una tabla, indicando también el número de oxidación de las especies de cobre



(es decir, la carga aparente con la que el elemento cobre está funcionando en esa especie) y el estado (acuoso, sólido, líquido o gas). En la Tabla 1 puedes observar un ejemplo de dicha tabla para el sistema cobre-bromuro-agua a 25 °C.

Especies	Número de oxidación	Estado ¹	ΔG_f° (kJ/mol)
H ⁺		ac	0
H ₂		g	0
O ₂		g	0
H ₂ O		l	- 237,178
OH ⁻		ac	- 157,293
CuH	- 1	g	259,4
Cu	0	s	0
Cu ₂ O	+1	s	- 148,1
CuO	+2	s	- 134
Cu(OH) ₂	+2	s	- 359,5
Cu ⁺	+1	ac	50,3
Cu ⁺²	+2	ac	65,7
HCuO ₂ ⁻	+2	ac	- 258,9
CuO ₂ ⁻²	+2	ac	- 183,9
Br ⁻		ac	- 103,97
CuBr ₂ ⁻	+1	ac	- 189,12
CuBr	+1	s	- 101
CuBr ₂	+2	s	- 123
CuBr ₂ ·3Cu(OH) ₂	+2	s	- 1281,998

¹ ac = acuoso, s = sólido, l = líquido y g = gas.

Tabla 1. Energías libres de Gibbs de formación estándar (ΔG_f°) a 25 °C para el sistema ternario cobre-bromuro-agua.

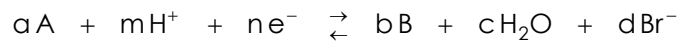


Para el sistema ternario cobre-bromuro-agua debes de considerar en total trece especies de cobre, las cuales debes de **agrupar por estados de oxidación**:

- Cinco especies acuosas:
Estado de oxidación 1: Cu^+ y CuBr_2^- .
Estado de oxidación 2: Cu^{+2} , HCuO_2^- y CuO_2^{-2} .
- Siete especies sólidas:
Estado de oxidación 0: Cu .
Estado de oxidación 1: Cu_2O y CuBr .
Estado de oxidación 2: CuO , $\text{Cu}(\text{OH})_2$, CuBr_2 y $\text{CuBr}_2 \cdot 3\text{Cu}(\text{OH})_2$.
- Una especie gaseosa:
Estado de oxidación - 1: CuH .

4.2 Reacciones

Una vez recopilados los valores de las energías libres de Gibbs de formación estándar (ΔG_f°) de todas las especies, el siguiente paso es escribir las ecuaciones de las diferentes **reacciones** en las que intervienen estas especies **para cada uno de los estados de oxidación**. En cada reacción debes de considerar una pareja de especies (A y B), junto con el ion H^+ , el agua (H_2O) y el ion bromuro (Br^-). Por tanto, las ecuaciones de las distintas reacciones tendrán la forma general mostrada en la ecuación 1:



Ecuación 1. Forma general de las ecuaciones de las distintas reacciones para cada uno de los estados de oxidación para el sistema ternario metal-bromuro-agua.

donde A y B son dos especies conteniendo el elemento metálico implicadas en la reacción.

Ahora tienes que agrupar las reacciones en dos tipos:

- **Reacciones químicas con H^+** . Estas reacciones son dependientes del pH.
- **Reacciones químicas sin H^+** . Estas reacciones son independientes del pH.

Dentro de cada uno de los dos tipos de reacciones debes clasificarlas en:

- Reacciones homogéneas, con todas las especies solubles.
- Reacciones heterogéneas en las que intervienen dos sustancias sólidas.
- Reacciones heterogéneas en las que sólo interviene una sustancia sólida.



4.3 Condiciones de equilibrio

Una vez establecidas las ecuaciones de las reacciones posibles, el siguiente paso es calcular las **condiciones de equilibrio** de dichas reacciones para cada uno de los estados de oxidación a partir de los datos de ΔG_f° . Para ello vamos a diferenciar entre reacciones químicas con y sin protones.

4.3.1 Reacciones químicas con H^+

Para las **reacciones químicas con H^+** , el coeficiente estequiométrico m es distinto de cero. La constante de equilibrio (K) vendrá dada por la ecuación 2:

$$K = \left[\frac{(B)^b (H_2O)^c (Br^-)^d}{(A)^a (H^+)^m} \right]$$

Ecuación 2. Cálculo de la constante de equilibrio.

donde (B), (H_2O), (Br^-), (A) y (H^+) son las actividades de las especies que intervienen en la reacción (en el caso de las especies sólidas la actividad es 1).

El logaritmo de K vendrá dado por la ecuación 3:

$$\log K = - \frac{\Delta G^\circ}{2,303 R T}$$

Ecuación 3. Cálculo del logaritmo de la constante de equilibrio.

donde ΔG° es la energía libre de Gibbs estándar para la reacción (J), R es la constante de los gases (8,3144 J/mol·K) y T es la temperatura absoluta (298 K = 25 °C). ΔG° se calcula mediante la ecuación 4:

$$\Delta G^\circ = \sum \Delta G_f^\circ (\text{productos}) - \sum \Delta G_f^\circ (\text{reactivos})$$

Ecuación 4. Cálculo de la energía libre de Gibbs estándar para una reacción.

Considerando que $pH = -\log (H^+)$, podemos reescribir la ecuación 2 de la forma indicada en la ecuación 5:

$$pH = \frac{\log K - \log \left(\frac{(B)^b (H_2O)^c (Br^-)^d}{(A)^a} \right)}{m}$$

Ecuación 5. Cálculo de las condiciones de equilibrio para las reacciones químicas con H^+ en el sistema metal-bromuro-agua.

Estas reacciones tienen que representarse mediante **líneas verticales** en un diagrama de zonas de predominancia de pH.



4.3.2 Reacciones químicas sin H⁺

En el caso particular de las **reacciones químicas sin H⁺**, el coeficiente estequiométrico m en la ecuación 1 es cero y la constante de equilibrio de la ecuación 2 se simplifica como:

$$K = \left[\frac{(B)^b (H_2O)^c (Br^-)^d}{(A)^a} \right]$$

Ecuación 6. Cálculo de las condiciones de equilibrio para las reacciones químicas sin H⁺ en el sistema metal-bromuro-agua.

Este tipo de reacciones no tienes que representarlas en un diagrama de zonas de predominancia de pH, pero debes considerarlas para calcular las condiciones de equilibrio del otro tipo de reacciones.

4.4 Representación del diagrama de zonas de predominancia de pH

Una vez calculadas las condiciones de equilibrio de las distintas reacciones para cada uno de los estados de oxidación, el siguiente paso es realizar la **representación del diagrama de zonas de predominancia de pH**. Para ello se representan en un diagrama en función del pH las distintas líneas verticales correspondientes a los equilibrios de las reacciones químicas con H⁺ comentadas anteriormente para cada uno de los estados de oxidación. Con ello podemos construir diagramas de zonas de predominancia de pH como los mostrados en la Figura 1 para el sistema ternario cobre-bromuro-agua a 25 °C, correspondiente al cobre en una disolución acusa de LiBr de 400 g/l a 25 °C y considerando una actividad de las especies de cobre solubles de 10⁻⁶. Para la construcción de dichos diagramas se han tenido en cuenta finalmente las reacciones mostradas en la Tabla 2. En dicha Tabla puedes ver el tipo de reacción, el estado de oxidación, la ecuación de la reacción y el pH al cual se establecen las condiciones de equilibrio.

Como puedes observar en la Figura 1 aparecen dos tipos de diagramas: uno con líneas discontinuas (Figura 1a) y otro con líneas continuas (Figura 1b). Las **líneas discontinuas** representan un equilibrio entre dos especies solubles (reacciones homogéneas). Por tanto, para la construcción de estos diagramas se consideran solo las especies acuosas. Las **líneas continuas** representan reacciones heterogéneas bien entre dos especies sólidas o bien entre una especie sólida y una especie soluble con un valor de actividad de 10⁻⁶. Por tanto, para la construcción de estos diagramas se consideran todas las especies del sistema. A continuación vamos a ver como se ha realizado la representación de ambos tipos de diagramas.



Tipo	Estado de oxidación	Ecuación	pH
Homogénea	2	$\text{Cu}^{+2} + 2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCuO}_2^- + 3\text{H}^+$	8,85
	2	$\text{HCuO}_2^- \rightleftharpoons \text{CuO}_2^{-2} + \text{H}^+$	13,15
Heterogénea con dos especies sólidas	2	$\text{CuBr}_2 \cdot 3\text{Cu(OH)}_2 \rightleftharpoons 4\text{CuO} + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{Br}^- + 2\text{H}^+$	6,63
Heterogénea con una especie sólida	1	$2\text{CuBr}_2^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Cu}_2\text{O} + 4\text{Br}^- + 2\text{H}^+$	12,97
	2	$4\text{Cu}^{+2} + 6\text{H}_2\text{O} + 2\text{Br}^- \rightleftharpoons \text{CuBr}_2 \cdot 3\text{Cu(OH)}_2 + 6\text{H}^+$	6,27
	2	$\text{CuO} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CuO}_2^{-2} + 2\text{H}^+$	13,49

¹ Las especies sólidas están marcadas en negrita.

Tabla 2. Reacciones químicas con H⁺ consideradas en la construcción de los diagramas de zonas de predominancia de pH para el sistema ternario cobre-bromuro-agua a 25 °C.

4.4.1 Diagrama con solo especies acuosas

Vamos a representar el diagrama de zonas de predominancia de pH considerando solo especies acuosas, tal como se muestra en la Figura 1a. Para la representación de dicho diagrama se han considerado cinco especies:

Estado de oxidación 1: Cu^+ y CuBr_2^- .

Estado de oxidación 2: Cu^{+2} , HCuO_2^- y CuO_2^{-2} .

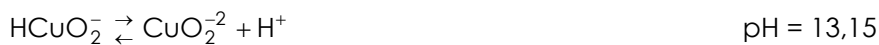
Para el **estado de oxidación 1** pueden aparecer dos especies en el diagrama: Cu^+ y CuBr_2^- . A continuación se indica la ecuación y la condición de equilibrio para la reacción química sin H⁺ entre las dos especies:



Para valores de la actividad del ion bromuro inferiores a $1,744 \cdot 10^{-3}$ la especie estable es Cu^+ y para valores superiores a $1,744 \cdot 10^{-3}$ la especie estable es CuBr_2^- . Para el caso del cobre en una disolución de LiBr de 400 g/l a 25 °C, correspondiente a una actividad del ion bromuro de 15,61, la especie CuBr_2^- es la especie acuosa estable en el estado de oxidación 1, por lo que aparece representada en todo el rango de pH en el diagrama para dicho estado de oxidación.



Para el **estado de oxidación 2** pueden aparecer tres especies en el diagrama: Cu^{+2} , HCuO_2^- y CuO_2^{-2} . A continuación se indican las ecuaciones y las condiciones de equilibrio para las distintas reacciones químicas con H^+ entre las tres especies:



Ahora tenemos que seleccionar de las tres reacciones aquella cuyo valor de pH de equilibrio sea menor. De las tres reacciones la que tiene el menor valor de pH es la correspondiente al equilibrio entre Cu^{+2} y HCuO_2^- , la cual se representa en el diagrama de la Figura 1a mediante una línea vertical a pH 8,85. Por tanto, por debajo de pH 8,85 la especie que predomina es Cu^{+2} y por encima de pH 8,85 la especie que predomina es HCuO_2^- . Sin embargo, a pH 13,15 existe un equilibrio entre HCuO_2^- y CuO_2^{-2} , el cual se representa en el diagrama de la Figura 1a mediante una línea vertical a ese pH. Por tanto, la especie HCuO_2^- predomina para valores de pH por encima de 8,85 y por debajo de 13,15, mientras que la especie CuO_2^{-2} predomina para valores de pH por encima de 13,15.

4.4.2 Diagrama con todas las especies

Ahora vamos a representar el diagrama de zonas de predominancia de pH considerando todas las especies (acuosas, sólidas y gaseosas), tal como se muestra en la Figura 1b. Para la representación de dicho diagrama se han considerado trece especies:

Estado de oxidación - 1: **CuH**.

Estado de oxidación 0: **Cu**.

Estado de oxidación 1: Cu^+ , CuBr_2^- , **Cu₂O** y **CuBr**.

Estado de oxidación 2: Cu^{+2} , HCuO_2^- , CuO_2^{-2} , **CuO**, **Cu(OH)₂**, **CuBr₂** y **CuBr₂·3Cu(OH)₂**.

Las especies sólidas están marcadas en negrita para diferenciarlas de las especies acuosas.

La Figura 1b muestra que la especie **CuH** es la única que existe en el **estado de oxidación - 1**, por lo que aparece representada en todo el rango de pH en el diagrama para dicho estado de oxidación. Lo mismo ocurre con la especie **Cu**, la cual aparece representada en todo el rango de pH para el **estado de oxidación 0**.

Para el **estado de oxidación 1** pueden aparecer cuatro especies en el diagrama: Cu^+ , CuBr_2^- , **Cu₂O** y **CuBr**. En el apartado anterior se ha indicado que existe un equilibrio químico sin H^+ entre CuBr_2^- y Cu^+ para una actividad del ion bromuro de $1,744 \cdot 10^{-3}$. Por tanto, en el caso del cobre en una disolución de LiBr de 400 g/l a 25 °C, correspondiente a una actividad del ion



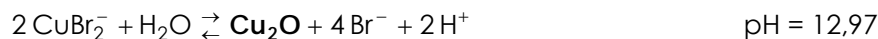
bromuro de 15,61, la especie CuBr_2^- es la especie acuosa estable, con lo que tienes que eliminar la especie Cu^+ .

A continuación se indica la ecuación y la condición de equilibrio para la reacción química sin H^+ entre CuBr_2^- y **CuBr**, considerando una actividad de las especies de cobre solubles de 10^{-6} :



Para valores de la actividad del ion bromuro inferiores a $5,944 \cdot 10^{-4}$ la especie estable es **CuBr** y para valores superiores a $5,944 \cdot 10^{-4}$ la especie estable es CuBr_2^- . Para el caso del cobre en una disolución de LiBr de 400 g/l a 25 °C, correspondiente a una actividad del ion bromuro de 15,61, la especie CuBr_2^- es la especie estable, con lo que tienes que eliminar la especie **CuBr**.

Finalmente tienes que considerar solo dos especies en el estado de oxidación 1 para la construcción del diagrama: CuBr_2^- y **Cu₂O**. A continuación se indica la ecuación y la condición de equilibrio para la reacción química con H^+ entre las dos especies:



Dicha reacción se representa en el diagrama de la Figura 1b mediante una línea vertical a pH 12,97. Por debajo de pH 12,97 la especie que predomina es CuBr_2^- y por encima de pH 12,97 la especie que predomina es **Cu₂O**.

Para el **estado de oxidación 2** pueden aparecer siete especies en el diagrama: Cu^{+2} , HCuO_2^- , CuO_2^{2-} , **CuO**, **Cu(OH)₂**, **CuBr₂** y **CuBr₂·3Cu(OH)₂**. En primer lugar vamos a considerar la reacción de equilibrio químico sin H^+ entre **CuO** y **Cu(OH)₂**, cuya ecuación y condición de equilibrio se indican a continuación:



Para valores de la actividad del agua inferiores a 111,32 la especie estable es **CuO** y para valores superiores a 111,32 la especie estable es **Cu(OH)₂**. Para el caso del cobre en una disolución de LiBr de 400 g/l a 25 °C, correspondiente a una actividad del ion bromuro de 15,61 y una actividad del agua de 0,715, la especie **CuO** es la especie estable, con lo que tienes que eliminar la especie **Cu(OH)₂**.

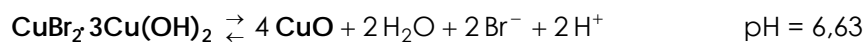
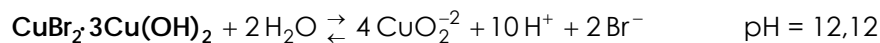
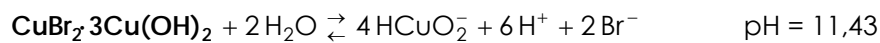
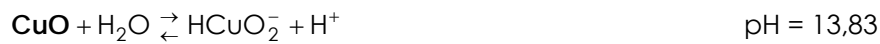
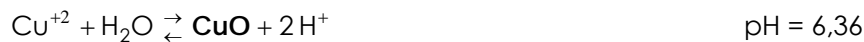
En segundo lugar vamos a considerar la reacción de equilibrio químico sin H^+ entre Cu^{+2} y **CuBr₂**, cuya ecuación y condición de equilibrio se indican a continuación:



Para valores de la actividad del ion bromuro inferiores a 48519 la especie estable es Cu^{+2} y para valores superiores a 48519 la especie estable es **CuBr₂**. Para el caso del cobre en una disolución de LiBr de 400 g/l a 25 °C, correspondiente a una actividad del ion bromuro de 15,61, la especie Cu^{+2} es la especie estable, con lo que tienes que eliminar la especie **CuBr₂**.



Finalmente tienes que considerar solo cinco especies en el estado de oxidación 2 para la construcción del diagrama: Cu^{+2} , HCuO_2^- , CuO_2^{-2} , **CuO** y **$\text{CuBr}_2 \cdot 3\text{Cu(OH)}_2$** . A continuación se indica la ecuación y la condición de equilibrio para las distintas reacciones químicas con H^+ entre todas las especies:



Ahora tenemos que seleccionar de todas las reacciones aquella cuyo valor de pH de equilibrio sea menor. De todas las reacciones la que tiene el menor valor de pH es la correspondiente al equilibrio entre Cu^{+2} y **$\text{CuBr}_2 \cdot 3\text{Cu(OH)}_2$** , la cual se representa en el diagrama de la Figura 1b mediante una línea vertical a pH 6,27. Por tanto, por debajo de pH 6,27 la especie que predomina es Cu^{2+} y por encima de pH 6,27 la especie que predomina es **$\text{CuBr}_2 \cdot 3\text{Cu(OH)}_2$** . Sin embargo, a valores de pH superiores aparecen tres equilibrios para la especie **$\text{CuBr}_2 \cdot 3\text{Cu(OH)}_2$** : un primer equilibrio entre **$\text{CuBr}_2 \cdot 3\text{Cu(OH)}_2$** y HCuO_2^- a pH 11,43, un segundo equilibrio entre **$\text{CuBr}_2 \cdot 3\text{Cu(OH)}_2$** y CuO_2^{-2} a pH 12,12 y un tercer equilibrio entre **$\text{CuBr}_2 \cdot 3\text{Cu(OH)}_2$** y **$\text{CuO}$** a pH 6,63. De los tres equilibrios se selecciona aquel que ocurre a un valor menor de pH, el cual corresponde al equilibrio entre **$\text{CuBr}_2 \cdot 3\text{Cu(OH)}_2$** y **$\text{CuO}$** , que se representa en el diagrama de la Figura 1b mediante una línea vertical a pH 6,63. Por tanto, la especie **$\text{CuBr}_2 \cdot 3\text{Cu(OH)}_2$** predomina para valores de pH por encima de 6,27 y por debajo de 6,63, mientras que la especie **CuO** predomina para valores de pH por encima de 6,63. Finalmente, a valores de pH superiores aparecen dos equilibrios para la especie **CuO** : un equilibrio entre **CuO** y HCuO_2^- a pH 13,83 y otro equilibrio entre **CuO** y CuO_2^{-2} a pH 13,49. De los dos equilibrios se selecciona aquel que ocurre a un valor menor de pH, el cual corresponde al equilibrio entre **CuO** y CuO_2^{-2} , que se representa en el diagrama de la Figura 1b mediante una línea vertical a pH 13,49. Por tanto, la especie **CuO** predomina para valores de pH por encima de 6,63 y por debajo de 13,49, mientras que la especie CuO_2^{-2} predomina para valores de pH por encima de 13,49.



5 Cierre

A lo largo de este documento hemos aprendido cómo se construye un diagrama de zonas de predominancia de pH para un sistema ternario metal-electrolito-agua, poniendo como ejemplo el caso del sistema cobre-bromuro-agua. Para comprobar que realmente has aprendido qué es un diagrama de zonas de predominancia de pH y cómo debe construirse, es el momento de que te pongas manos a la obra e intentes elaborar uno.

6 Bibliografía

[1] Muñoz Portero, María José: "Características y usos de los diagramas de Pourbaix", Riunet (repositorio institucional de la UPV), 2011. Disponible en: <http://hdl.handle.net/10251/13708>

[2] Muñoz Portero, María José: "Construcción de los diagramas de Pourbaix para los sistemas metal-agua", Riunet (repositorio institucional de la UPV), 2011. Disponible en: <http://hdl.handle.net/10251/13709>

[3] Muñoz Portero, María José: "Construcción de los diagramas de Pourbaix para los ternarios metal-electrolito-agua", Riunet (repositorio institucional de la UPV), 2012. Disponible en: <http://hdl.handle.net/10251/16340>

[4] Pourbaix, M.: "Lecciones de corrosión electroquímica, tercera edición", Ed. Instituto Español de Corrosión y Protección, 1987.

[5] "ASM Handbook, vol. 13: Corrosion, ninth edition.", Ed. ASM International, 1996, pág. 24.

[6] Fontana, M.G.: "Corrosion Engineering, third edition", Ed. McGraw Hill, 1988, pág. 453.

[7] Otero Huerta, E.: "Corrosion y degradación de materiales", Ed. Síntesis, 1997, pág. 36.

[8] Muñoz Portero, María José: "Construcción de los diagramas de zonas de predominancia de pH para los sistemas metal-agua", Riunet (repositorio institucional de la UPV), 2013. Disponible en: <http://hdl.handle.net/10251/307376>

[9] Meissner, H.P.: "Prediction of Activity Coefficients of Strong Electrolytes in Aqueous Systems", ACS Symposium Series, No. 133, 1980, pág. 495.



[10] Kusik, C.L.; Meissner, H.P.: "Vapor pressures of water over aqueous solutions of strong electrolytes", *Industrial & Engineering Chemistry Process Design and Development*, Vol. 12, No. 1, 1973, pág. 112.

[11] Muñoz Portero, María José: "Cálculo de actividades en disoluciones acuosas de electrolitos fuertes", Riunet (repositorio institucional de la UPV), 2012. Disponible en: <http://hdl.handle.net/10251/16831>

[12] Muñoz Portero, M.J.; Nachiondo, T.: "Development of a software application for the construction of the simplified Pourbaix diagrams used in the study of the corrosion", 7th International Technology, Education, and Development Conference (INTED 2013), 2013.

[13] Bard, A.J.; Parsons, R.; Jordan, J.: "Standard potentials in aqueous solution", Ed. Marcel Dekker, 1985.

[14] Lide, D.R.: "Handbook of chemistry and physics, Eighty third edition.", Ed. CRC Press LLC, 2002.