

Interacción entre partículas de magnetita (Fe_3O_4) en medios acuosos, importancia en el peletizado de concentrados de Fe

N.G. Mendoza Llamas^{1*}; A. López Valdivieso¹; J.L. Arauz Lara²; A. Robledo Cabrera¹; E. Moctezuma Velázquez³

¹ Instituto de Metalurgia, Universidad Autónoma de San Luis Potosí, Av. Sierra Leona 550, San Luis Potosí, S.L.P, C.P. 78210, México.

* nairallamas@gmail.com

² Instituto de Física, Universidad Autónoma de San Luis Potosí, Av. Manuel Nava No. 6, San Luis Potosí, S.L.P, C.P. 78290, México

³ Facultad de Ciencias Químicas, Universidad Autónoma de San Luis Potosí, Av. Manuel Nava 6, San Luis Potosí, S.L.P, C.P. 78290, México

RESUMEN

La dispersión y agregación de partículas de magnetita en procesos de concentración magnética y peletización está determinada por la carga eléctrica en la interfase partícula/solución acuosa. Se evaluó la estabilidad de partículas de magnetita a través de la determinación de su potencial zeta, para calcular la energía de interacción entre ellas; también, se analizó el efecto de los iones Ca^{2+} , Mg^{2+} y de un campo magnético externo en la estabilidad de las partículas de magnetita. A valores de pH mayores de 7, el ion Mg^{2+} presenta una fuerte y preferencial interacción con la superficie de la magnetita en comparación con la del ion Ca^{2+} . Con un campo magnético externo, la adsorción de estos iones no modifica la energía potencial total de interacción, ya que está regida por la energía potencial de interacción magnética, la cual solo se ve afectada por el tamaño de las partículas. En ausencia del campo magnético externo, la adsorción de los iones Ca^{2+} y Mg^{2+} disminuye la barrera de energía entre las partículas, favoreciendo su agregación. Con los iones Mg^{2+} , a valores de pH superiores a 9 el ion Mg^{2+} precipita como $\text{Mg}(\text{OH})_2$ (s); se produce una heterocoagulación entre partículas de Fe_3O_4 y $\text{Mg}(\text{OH})_2$ (s). Este hidróxido de magnesio en la superficie de magnetita revierte de negativa a positiva la carga eléctrica en la interfase magnetita/solución acuosa; también, hace que la magnetita se comporte electroforéticamente como si fuera hidróxido de magnesio.

PALABRAS CLAVE: Peletización, mineral de hierro, estabilidad coloidal, magnetita, potencial zeta, adsorción específica.

INTRODUCCIÓN

En la industria siderúrgica, la magnetita es el segundo mineral más importante después de la hematita para la producción de acero (Mendoza et al., 2001). El mineral se reduce de tamaño y se concentra mediante tambores magnéticos de baja intensidad. Las partículas del concentrado de magnetita se aglomeran, usando aditivos orgánicos e inorgánicos, en un producto esférico llamado pelet, que es enviado a hornos de reducción de óxido de hierro. Los aditivos son para darle propiedades físicas adecuadas de resistencia a la compresión a los pelets (Forero & Díaz, 2007; Xiong et al., 2015; Zhu et al., 2015).

La magnetita (Fe_3O_4) es un mineral ferromagnético, con 27.6% oxígeno y 72.4% hierro, donde su relación estequiométrica se expresa como $Fe^{3+}(Fe^{2+}Fe^{3+})O_4$. Su celda unitaria (cubica centrada en caras, CCC) está formada por 56 átomos, de ellos 32 son de oxígeno y 24 son de hierro, de los cuales 16 están en su forma férrica (Fe^{3+}) y 8 en su forma ferrosa (Fe^{2+}) (Figura 1)(Fleet, 1981; Noval et al., 2017)(Fleet, 1981; Noval et al., 2017)(Fleet, 1981; Noval et al., 2017)(Fleet, 1981; Noval et al., 2017) (Fleet, 1981; Noval et al., 2017) (Noval et al., 2017).

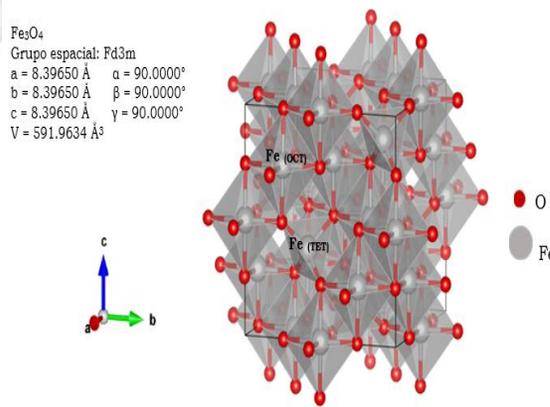


Figura 1.- Estructura cristalina de la magnetita, donde la línea continua indica el sistema cristalino cúbico centrado en caras formado por los átomos de oxígeno, mientras los átomos de hierro ocupan los sitios intersticiales. Coordenadas atómicas obtenidas de Haavik et al., (2000).

En solución acuosa, la magnetita desarrolla cargas eléctricas superficiales debido a la protonación y desprotonación de los sitios Fe-OH de su superficie. En medios ácidos la magnetita puede transformarse a maghemita y liberar iones ferrosos. La maghemita (γ - Fe_2O_3) es un mineral ferromagnético rojo-marrón isoestructural con la magnetita, pero con vacancias en las posiciones ocupadas por el catión Fe^{2+} (Cornell & Schwertmann, 2003). En general, los óxidos de hierro presentan un punto de carga cero (pzc) alrededor de 6 (Cornell & Schwertmann, 2003). Sin embargo, para la magnetita, existe un amplio rango de valores reportados. En el caso de magnetita sintética los valores reportados oscilan entre pH 6 y 10, mientras que, para magnetita natural los valores son inferiores a 6. El pzc, es el pH de la solución en el cual, la suma de

las cargas superficiales negativas y positivas es igual a cero. (Kosmulski, 2004, 2009; Petrova, Fachikov, & Hristov, 2011; Regazzoni et al., 1983; Tombácz et al., 2007).

Aditivos como el olivino y la dolomita generan especies inorgánicas al agua de proceso, como Ca^{2+} y Mg^{2+} , donde la carga superficial negativa de la magnetita facilita la adsorción de estas especies catiónicas en la interfase mineral-solución acuosa, incrementando la interacción de las partículas con aglomerantes aniónicos. Por ende, en este trabajo, se estudió la adsorción de Ca^{2+} y Mg^{2+} en la interfase magnetita-solución acuosa a partir de mediciones electroforéticas y microscopía electrónica de barrido. Las mediciones electroforéticas se expresaron en términos de potencial zeta, y la contribución de esta adsorción en la estabilidad de partículas finas de magnetita en una suspensión acuosa mediante la computación de la energía potencial de interacción entre partículas de magnetita considerando el efecto de la concentración de estos iones y el efecto de un campo magnético externo.

MARCO TEÓRICO

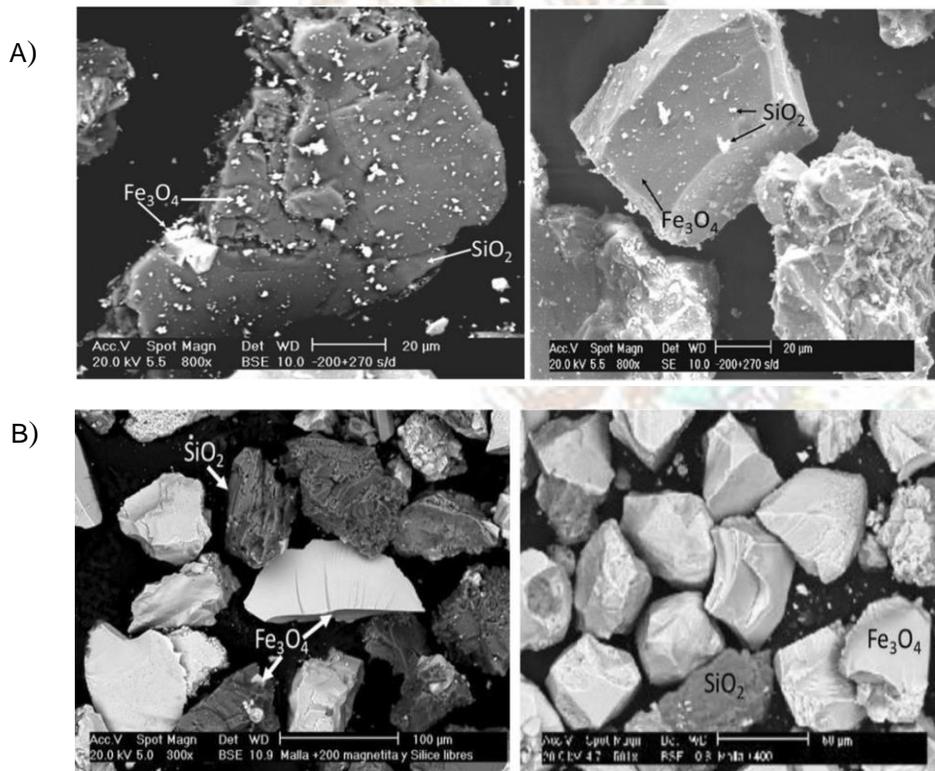


Figura 2.- Microfotografías MEB de heterocoagulación (A) y dispersión (B) de partículas de SiO_2 y Fe_3O_4 en concentrados de magnetita debido a la diferencia de potenciales. Imagen obtenida de Llamas-Bueno et al., (2019)

La interacción entre partículas de magnetita, y contaminantes, en la concentración magnética y la peletización está asociada con la carga superficial de las partículas (Figura 2). La dispersión y agregación de las partículas dependerá de las magnitudes relativas de las fuerzas repulsivas o atractivas entre las partículas. La dispersión y agregación de partículas coloidales puede ser descrita por la teoría clásica DLVO (Derjaguin-Landau-Verwey-Overbeek). Esta teoría considera la interacción neta resultante de la combinación de fuerzas repulsivas y atractivas (Ecuación 1) (Verwey & Overbeek, 1948).

$$V_T = V_A + V_R \quad (1)$$

Las fuerzas moleculares atractivas o de Van der Waals (V_A), son fuerzas naturales en la superficie de todas las partículas que surgen debido a la polarización inducida en cada una de ellas por la presencia de otras. Es decir, en el interior de las partículas, las moléculas, átomos o iones mantienen sus posiciones relativas en equilibrio mediante interacciones entre sí, sin embargo, en la superficie las fuerzas moleculares que se dirigen al exterior no se satisfacen, produciendo un campo de fuerzas que interactúa con el de otras partículas (Pietsch, 2002). Por otro lado, las fuerzas electrostáticas (V_R) están restringidas por la presencia de dobles capas eléctricas, donde el movimiento Browniano y la atracción/repulsión de los iones hacia una superficie cargada da como resultado una capa eléctrica difusa donde no hay electroneutralidad (Masliyah & Bhattacharjee, 2006).

Las fuerzas de Van der Waals son la sumatoria de las interacciones de dispersión mecánica cuántica (fuerzas de London), las interacciones dipolo-dipolo (fuerzas de Keesom) y las interacciones dipolo inducido-dipolo (fuerzas de Debye) (Holmberg et al., 2002). La energía potencial de interacción de Van der Waals puede calcularse como:

$$V_A = -\frac{A_{132}}{6h} \left(\frac{a_1 a_2}{a_1 + a_2} \right) \quad (2)$$

donde a es el radio de la partícula 1, h es la distancia más corta entre la superficie de las partículas y A_{132} es la constante de Hamaker de la partícula 1 y la partícula 2 en un medio 3. En este caso, $a_2 \ll a_1$, por lo que $a \ll h \ll a_1$ la interacción sería similar al de una partícula con una superficie plana. La constante A_{132} puede obtenerse mediante la siguiente ecuación

$$A_{132} = (\sqrt{A_{11}} - \sqrt{A_{33}})(\sqrt{A_{22}} - \sqrt{A_{33}}) \quad (3)$$

donde A_{11} y A_{22} son la constante de Hamaker de la partícula 1 y 2 respectivamente. La constante de Hamaker para la magnetita y el agua son 2.1×10^{-19} J y 3.7×10^{-20} J, respectivamente (Israelachvili, 1992).

Por otra parte, la energía potencial de interacción de la doble capa eléctrica considerando el modelo de Hogg-Healy-Fuerstenau puede calcularse mediante (Hogg et al., 1966):

$$V_R = \pi \varepsilon_0 \varepsilon_r \left(\frac{a_1 a_2}{a_1 + a_2} \right) (\zeta_1^2 + \zeta_2^2) \left[\frac{2\zeta_1 \zeta_2}{(\zeta_1^2 + \zeta_2^2)} \ln \left(\frac{1 + \exp^{-\kappa h}}{1 - \exp^{-\kappa h}} \right) + \ln(1 - \exp^{-2\kappa h}) \right] \quad (4)$$

donde ε_0 es la permitividad en el vacío, ε_r es la permitividad relativa del medio, ζ_1 y ζ_2 son el potencial zeta de las partículas 1 y 2, respectivamente, y κ es el parámetro de Debye-Hückel expresado como (Hiemenz & Rajagopalan, 1997):

$$\kappa^2 = \left(\frac{1000 e^2 N_A}{\varepsilon_0 \varepsilon_r k_B T} \right) \sum_i^N z_i^2 M_i \quad (5)$$

donde N_A es el número de Avogadro, z_i y M_i es la valencia y la concentra del ion determinante i , respectivamente.

Sin embargo, cuando están presentes energías externas, como por ejemplo la energía potencial de interacción magnética (V_M), a la teoría clásica DLVO se le suma esta energía de interacción magnética (V_M), de tal manera que la energía total de interacción será

$$V_T = V_A + V_R + V_M \quad (6)$$

donde, la energía potencial de interacción magnética, se expresada como (Garcia-Martinez et al., 2005):

$$V_M = \frac{32\pi^2 a^6 \chi_1 \chi_2 B^2}{9\mu_0 (2a+h)^3} \quad (7)$$

donde B es la inducción magnética, μ_0 es la permeabilidad magnética en el vacío y, χ_1 y χ_2 son la susceptibilidad magnética de la partícula 1 y la partícula 2, respectivamente.

METODOLOGIA EXPERIMENTAL

Se empleó una muestra de magnetita natural obtenida de un concentrado de magnetita. Aprovechando las propiedades magnéticas de la muestra se removieron partículas gruesas de contaminante y posteriormente se redujo a un tamaño inferior a 400 mallas ($\sim 37\mu m$). La reducción de tamaño se realizó manualmente en un mortero de ágata. El análisis granulométrico del mineral (Figura 3) se llevó a cabo en un equipo BT-900S marca Battersize instruments Ltd. acoplado a un equipo modelo BT-800 ACD System de la misma compañía. En la Tabla 1 se reportan los diversos reactivos químicos de grado analítico empleados.

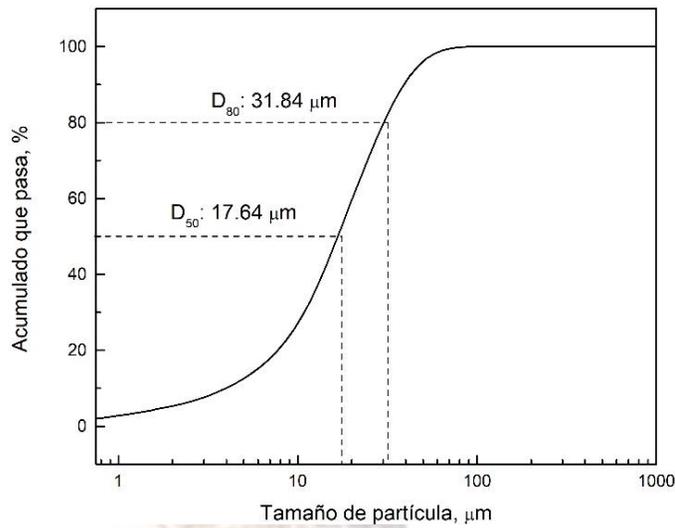


Figura 3.- Distribución granulométrica de concentrado de magnetita

Tabla 1.- Reactivos químicos de grado analítico y su función específica en el presente trabajo.

Reactivo químico	Utilizado como
NaCl	Electrolito de soporte
HCl	Regulador pH
NaOH	Regulador pH
$CaCl_2 \cdot H_2O$	Fuente de iones Ca^{2+}
$MgCl_2 \cdot 6H_2O$	Fuente de iones Mg^{2+}

En este estudio se usó agua desionizada con una resistividad promedio de $18.2 \text{ M}\Omega \cdot \text{cm}$ para la preparación de las diversas soluciones empleadas. El agua desionizada fue obtenida de un desionizador modelo E-pure D4641 con cartuchos de resina de intercambio iónico marca Barnstead, que trata agua proveniente de un equipo de osmosis inversa Barnstead modelo Diamond™ Ro.

La caracterización morfológica y composición elemental de la muestra se obtuvo por SEM-EDS en un equipo JEOL modelo JSM-6610LV. Las muestras fueron montadas en un portamuestra de aluminio con cinta de grafito y recubiertas con oro en un equipo JEOL modelo JFC-1100. Por otro lado, la movilidad electroforética de la muestra se determinó en un Zetámetro Riddick ZM-75, Zeta-meter Inc, con una celda electroforética N° S-2479 del tipo-II UVA tamaño 0.0 y K:71, empleando 0.2 gr de magnetita con un tamaño inferior a 635 mallas ($20 \mu m$) en 100 mL de solución con una fuerza iónica constante de 0.01M de NaCl en un intervalo de pH entre 6 y 12. La muestra se acondicionó por un periodo de 15 minutos empleando HCl

y NaOH como reguladores de pH. Para relacionar la movilidad electroforética (v) y potencial zeta (ζ) se empleó la ecuación Helmholtz- Smoluchowski.

RESULTADOS Y DISCUSIÓN

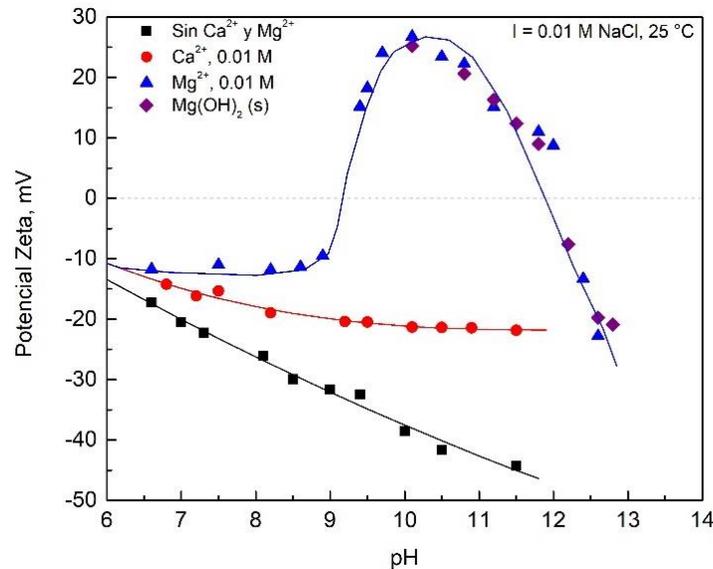


Figura 4.- Potencial zeta de magnetita en ausencia y presencia de 0.01 M Mg^{2+} y Ca^{2+} . También potencial zeta de hidróxido de magnesio en función del pH.

En la Figura 4 se presenta el efecto de cationes en el potencial zeta de partículas de magnética en función del pH. El valor del potencial zeta es crucial para determinar la estabilidad de un sistema coloidal, si el potencial es mayor a 5 mV, las fuerzas de repulsión son mayores que las fuerzas de Van der Waals y las partículas permanecen dispersas. Se considera que un sistema es estable electrostáticamente cuando el potencial zeta de las partículas es mayor a 30 mV (Gumustas et al., 2017). Por extrapolación, se estimó el punto de carga cero de las partículas en un pH 4.3. Este valor concuerda con lo reportado en la literatura para magnetita natural (Carlson & Kawatra, 2013; Rao et al., 2009). La longitud de la doble capa eléctrica considerando una concentración de 0.01 M de un catión monovalentes es de 3.04 nm, sin embargo, si se adiciona cationes divalentes, como Ca^{2+} y Mg^{2+} , este valor disminuye a 1.52 nm. La longitud de la doble capa eléctrica (κ^{-1}) se calculó utilizando el parámetro de Debye-Hückel (κ).

Los cationes divalentes disminuyeron considerablemente el potencial zeta de las partículas en todo el rango de pH estudiado, presentando mayor disminución de potencial con el ion Mg^{2+} , demostrando que este ion presenta mayor afinidad por los sitios $Fe-OH^-$ en la superficie de magnetita. La tendencia de la curva de potencial zeta no se vio afectada por los iones Ca^{2+} , sin embargo, se observó una disminución en el su valor neto, lo que sugiere que estos iones se encuentran móviles en la capa difusa y no adsorbidos en el

plano de Stern. Potapova et al. (2011) y Dobryden et al. (2020) reportan un efecto similar en la disminución de potencial debido a iones Ca^{2+} en sistemas con magnetita sintética.

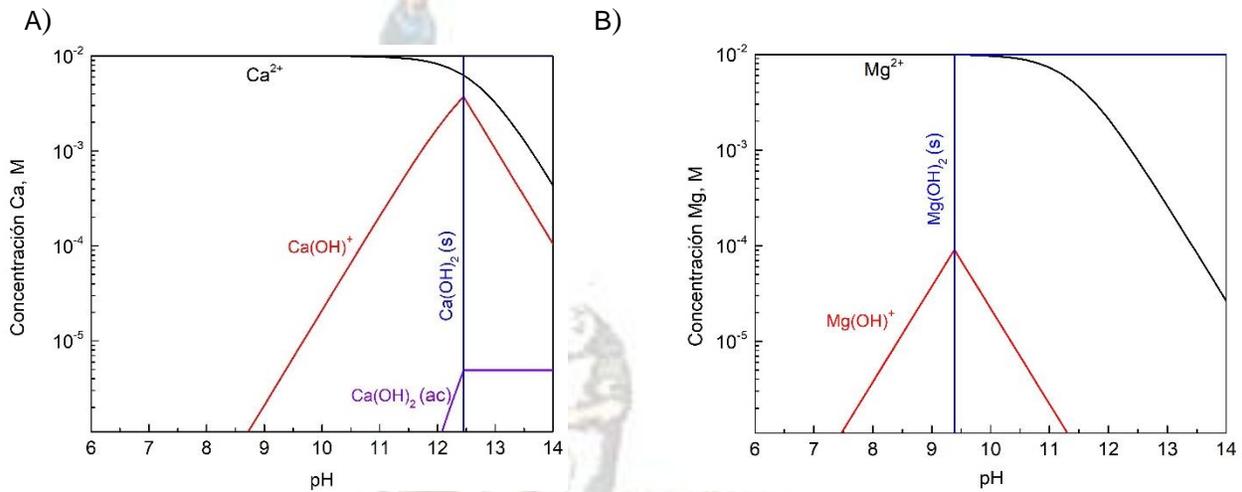


Figura 5.- Diagrama de especiación de iones Ca^{2+} y Mg^{2+} en función del pH. Energía libre de Gibbs obtenida de Stumm & Morgan (1996).

Por otro lado, la adsorción de iones Mg^{2+} en magnetita genero una disminución del potencial y dos puntos isoeléctricos a pH superiores a 9. La Figura 5 presenta la distribución de especies para Ca^{2+} y Mg^{2+} en función del pH, donde a $pH < 8$ los iones dominantes en ambos casos son Ca^{2+} y Mg^{2+} y $Mg(OH)^+$, respectivamente. Sin embargo, a pH superiores a 9.3, el ion Mg^{2+} reacciona con los grupos OH^- de la solución formando hidróxido de magnesio sólido. En base a lo anterior, la primera reinversión de signo de la carga superficial de la magnetita se origina por la adsorción de complejos $Mg(OH)^+$, mientras que, la segunda reinversión se debe a la heterocoagulación de $Mg(OH)_2$ en la superficie de las partículas. De acuerdo con Jolsterå, Gunneriusson & Holmgren (2012), el ion Mg^{2+} se adsorbe en la superficie de la magnetita como una mezcla de complejos superficiales mono y bidentados. López-Valdivieso (1980) y Tang et al. (2016) reportan un efecto similar de reinversión de carga superficial en partículas de molibdenita y moscovita, respectivamente, debido a iones Mg^{2+} en el sistema.

La heterocoagulación modificó las propiedades superficiales de las partículas de magnetita, de tal manera que a $pH > 10$, las partículas de magnetita y partículas puras de $Mg(OH)_2$ presentan un perfil idéntico de potencial. La muestra de $Mg(OH)_2$ se obtuvo por precipitación utilizando una solución rica en iones Mg^{2+} y NaOH concentrado. En la Figura 6 se reporta el mapeo de la superficie de partículas de magnetita recubiertas de $Mg(OH)_2$.

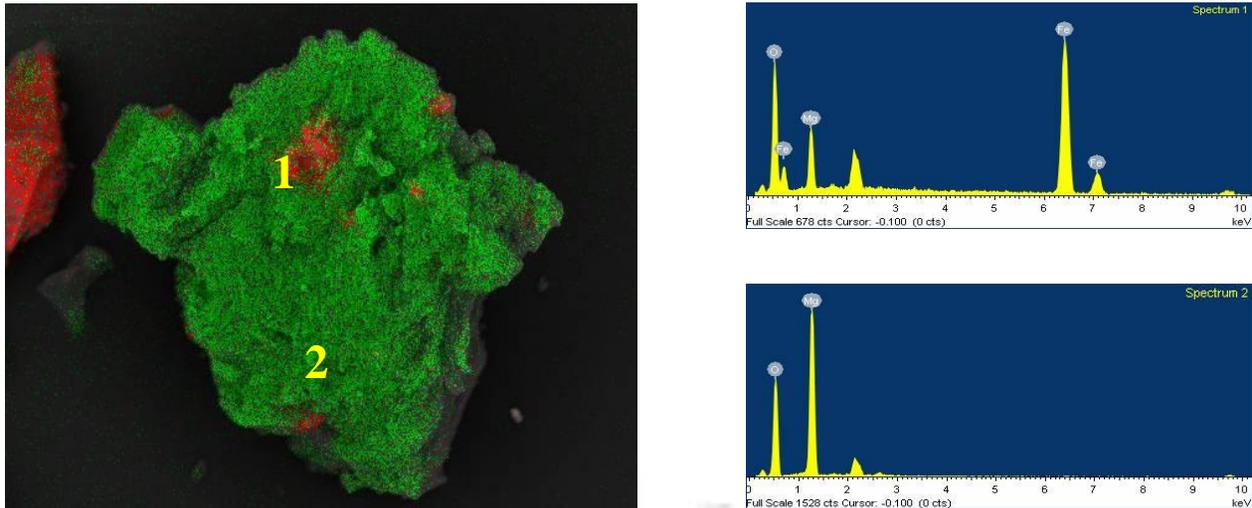


Figura 6.- Mapeo de la superficie de magnetita empleada en prueba de electroforesis a pH de 12.5.

El efecto de la concentración de iones Ca^{2+} y Mg^{2+} en el potencial de partículas de magnetita se muestra en la Figura 7a. A concentraciones mayores a 10 mM, la carga en la interfase magnetita-solución acuosa se ve reducida en comparación con la obtenida con una 0.01 M de Na^+ . La diferencia entre el potencial obtenido con Na^+ en solución (ζ_{Na^+}) y el obtenido con los cationes divalentes se presenta en la Figura 7b. La diferencia de potencial en función del pH obtenida con iones Ca^{2+} rectifica que la disminución de potencial está asociada con la compresión de la doble capa eléctrica alrededor de las partículas, de tal manera que, a concentraciones de 2 mM la diferencia de potencial es prácticamente nula. La tendencia lineal de la diferencia de potencial con el incremento del pH se origina debido a una mayor carga negativa en la superficie de las partículas y por ende mayor la interacción electrostática con cationes en solución.

Con el ion Mg^{2+} , se observó una pendiente similar a la obtenida con Ca^{2+} a $pH < 9$, sin embargo, a $9 < pH < 10$ se observa un aumento abrupto en la pendiente de la diferencia de potenciales. Con concentraciones superiores a 5 mM el incremento de la pendiente es mayor, el debido a la reinversión de signo de las partículas. La disminución de potencial debido a la adsorción de $Mg(OH)^+$ y heterocoagulación de $Mg(OH)_2$ ocurre inclusive con 1 mM. A pH superiores a 10, el potencial zeta de las partículas aumenta debido a la desprotonación en la superficie del hidróxido de magnesio que cubre las partículas.

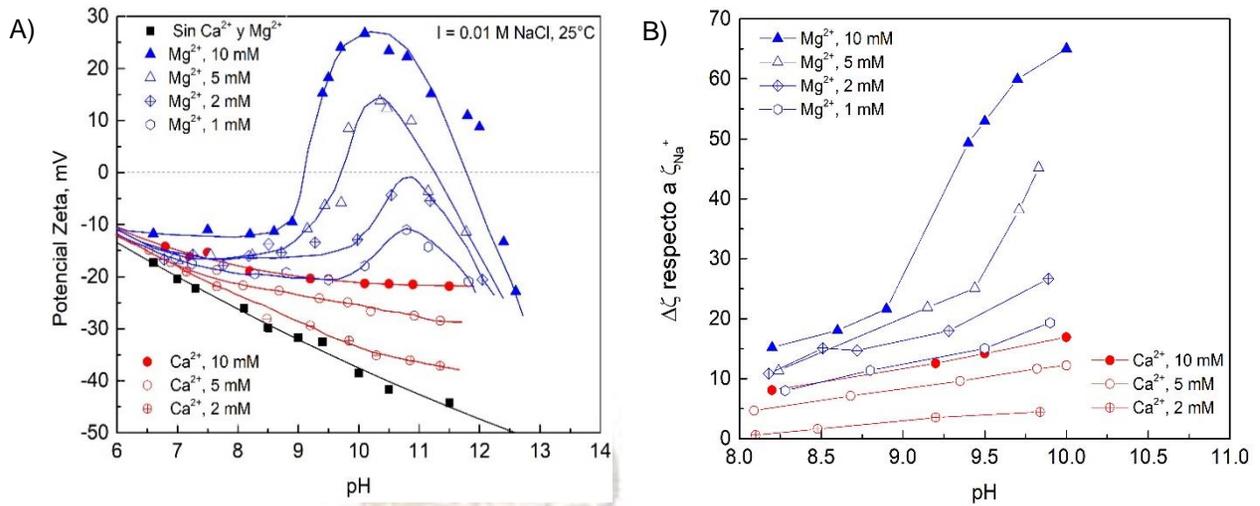


Figura 7.- Potencial zeta en función en función del pH de la solución (A) y diferencia de potencial respecto a Na^+ , (B) para diferentes concentraciones de Ca^{2+} y Mg^{2+} .

La Figura 8 muestra la imagen SEM de partículas del concentrado de magnetita, observándose la agregación de partículas ultrafinas en la superficie de las partículas gruesas, siendo más notorio en soluciones con iones Ca^{2+} y Mg^{2+} . La agregación de partículas está determinada en gran medida por la carga eléctrica en la interfase partícula-solución acuosa, por lo que utilizando los potenciales zeta se estimó la energía potencial total de interacción entre partículas de magnetita.

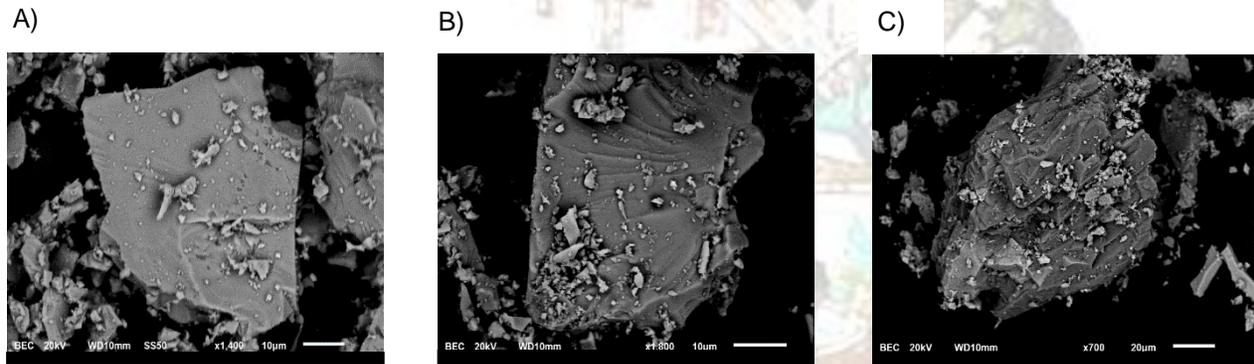


Figura 8.- Fotomicrografías MEB de partículas de magnetita puesta en contacto con soluciones pH 8: A) en ausencia de Ca^{2+} y Mg^{2+} , B) 0.01 M de Ca^{2+} y C) 0.01 M de Mg^{2+} .

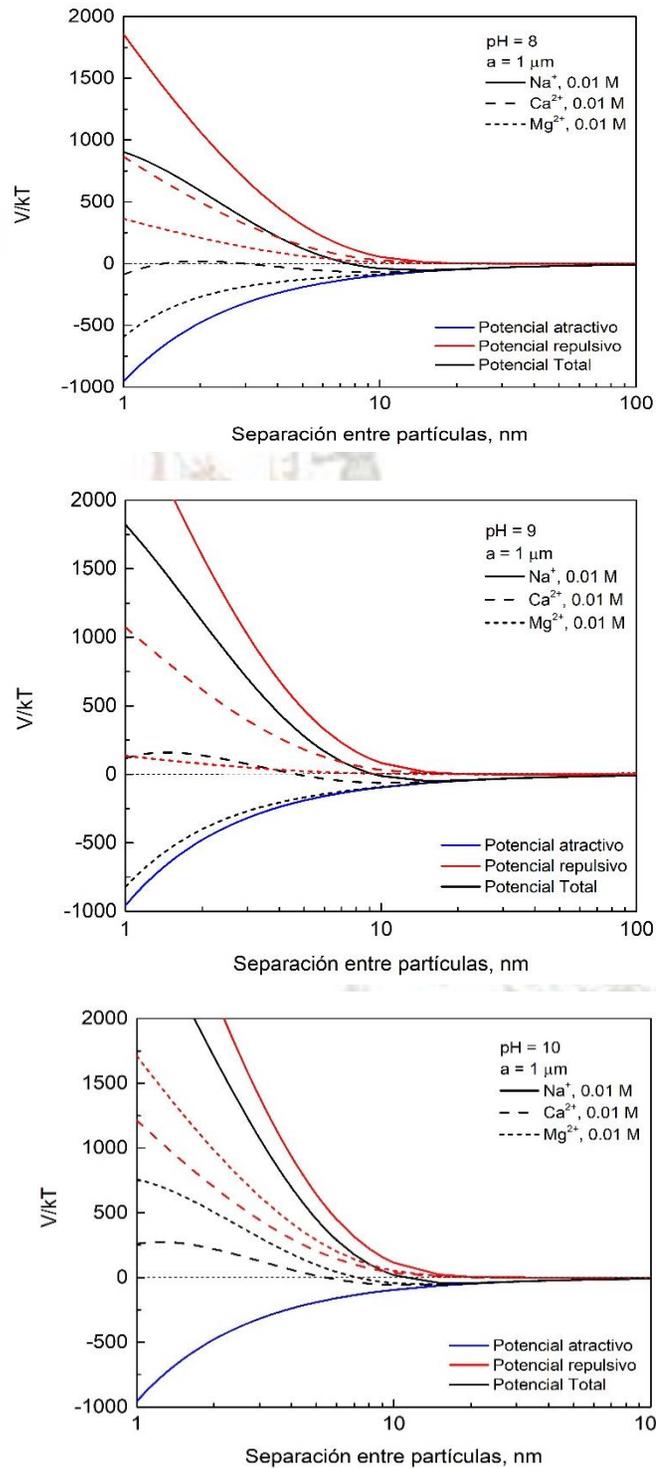


Figura 9.- Efecto del pH sobre la energía potencial total de interacción, en función de la distancia de separación entre partículas de diferentes diámetros ($a_1 \gg a_2$, $a_2 = 1 \mu\text{m}$).

El potencial zeta es afectado por el pH de la solución, por consiguiente, el pH afecta el potencial de la doble capa eléctrica. La Figura 9 muestra el efecto del pH en la energía potencial de interacción entre partículas de magnetita. Dado que la energía potencial de Van der Waals no es afectada por el potencial de las partículas, su valor será el mismo para un sistema coloidal en todo un intervalo de pH. En ausencia de iones Ca^{2+} y Mg^{2+} , el potencial zeta de las partículas aumenta en función del incremento del pH, por consiguiente incrementa la energía total en la doble capa, de tal manera que incrementa la barrera de energía. La adsorción de Ca^{2+} y Mg^{2+} , reduce el potencial de las partículas de tal manera que, favorece la agregación de partículas al reducir las energías repulsivas entre ellas. El ion Ca^{2+} , reduce el potencial de las partículas de tal manera que la energía potencial total de interacción crea un pequeño valle secundario a distancias de separación mayores a 4 nm, y el valor de la barrera de energía es menor. Por otro lado, la disminución de potencial debido a la adsorción de Mg^{2+} reduce en gran medida el valor de la energía potencial de la doble capa, de tal manera que, la energía potencial de interacción es regida por energías de Van der Waals, sin embargo, cuando se origina la heterocoagulación de partículas de $Mg(OH)_2$ (s) en la superficie de las partículas de magnetita, incrementa su potencial y la energía potencial total de interacción será gobernada por la energía potencial de la doble capa eléctrica.

La Figura 10, muestra el efecto de la intensidad de un campo magnético externo sobre la energía potencial total de interacción entre partículas de magnetita a pH 8. La energía total de interacción es de atracción con todos los valores de intensidad de campo magnético. El valor negativo indica que las partículas experimentan atracción y conforme incrementa la intensidad del campo magnético, la energía con que las partículas se agregan aumenta. La energía potencial de interacción magnética tiene mayor alcance de atracción entre las partículas que las energías de Van der Waals y de doble capa eléctrica, debido a que surge desde el centro de la partícula y su distancia de interacción depende de las líneas magnéticas que emanan de la partícula. El pH de la solución solo afecta el potencial zeta de las partículas y por consiguiente, a la energía potencial de la doble capa eléctrica, y dado que la energía potencial de interacción magnética es ampliamente dominante, el pH no afecta la energía potencial total de interacción de partículas de magnetita en un campo magnético.

Por otro lado, el tamaño de partícula afecta la energía total de interacción. En la energía potencial de interacción de Van der Waals y de la doble capa eléctrica este parámetro está elevado a la primera potencia, mientras que, en la interacción magnética, el radio de la partícula está elevado a la tercera potencia, por tanto, el radio de la partícula poseerá mayor efecto en la energía potencial de interacción magnética.

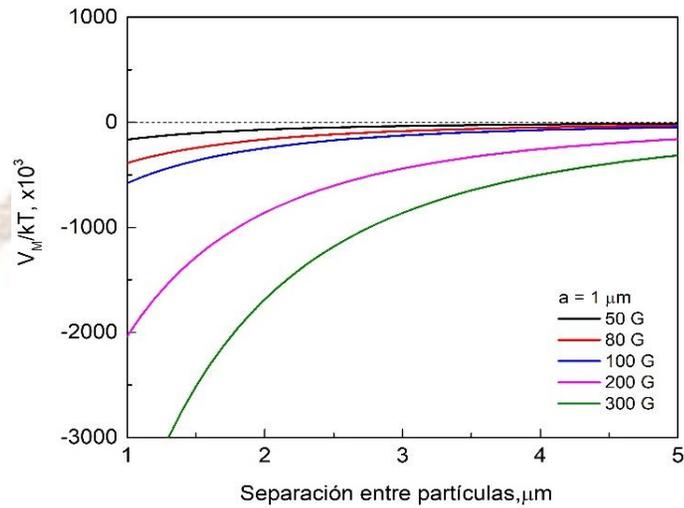


Figura 10.- Efecto de la intensidad de un campo magnético externo sobre la energía potencial total de interacción, en función de la distancia de separación entre partículas de diferentes diámetros ($a_1 \gg a_2$, $a_2 = 1 \mu m$).

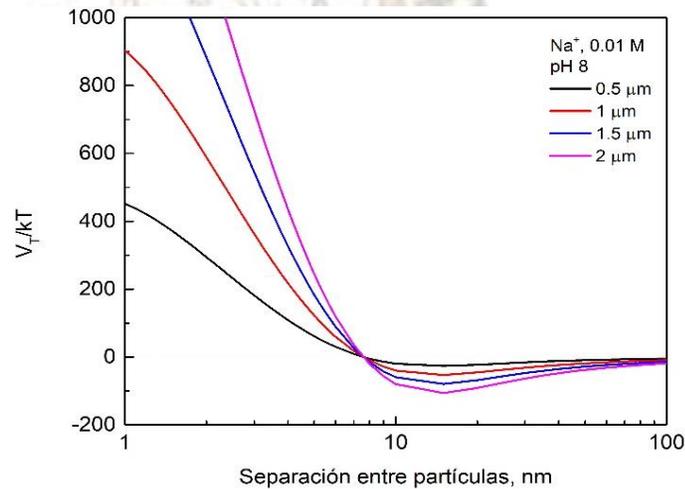


Figura 11.- Efecto del tamaño de partícula sobre la energía potencial total de interacción, en función de la distancia de separación entre partículas de diferentes diámetros ($a_1 \gg a_2$, $a_2 = 1 \mu m$), sin considerar un campo magnético

La energía total de interacción entre dos partículas de magnetita de diferente tamaño ($a_1 \gg a_2$) sin considerar campos magnéticos externos a pH 8 se muestra en la Figura 11. En todos los tamaños de partícula analizados se observó la presencia de un valle de energía secundaria, $h > 8$ nm, donde la profundidad de este valle se ve favorecida a mayor tamaño de partícula, sin embargo, mayor es el valor de la barrera de energía, por lo que, las partículas solo podrán agregarse en el valle de energía secundaria.

Por otro lado, si se considerara un campo magnético externo, el alcance de atracción entre partículas aumenta con el incremento del tamaño.

CONCLUSIONES

La adsorción de Ca^{2+} y Mg^{2+} en la interfase magnetita-solución acuosa disminuye el potencial electrocinético de la magnetita, debido a la disminución del espesor de la doble capa eléctrica por la adsorción de iones Ca^{2+} y Mg^{2+} , donde estos últimos también se adsorben como $Mg(OH)^+$. A valores de pH mayores de 9 los iones Mg^{2+} precipitan como $Mg(OH)_2$ (s) en la superficie de magnetita. La heterocoagulación de $Mg(OH)_2$ (s) modifica las propiedades electrocinéticas de la magnetita generando dos puntos isoeléctricos. La agregación de partículas de magnetita se ve favorecida por iones Ca^{2+} y Mg^{2+} debido a la reducción del potencial electrocinético. En el caso del ion Mg^{2+} , la energía potencial total de interacción a $pH < pH$ de precipitación de $Mg(OH)_2$ (s) está regida por energías de Van der Waals; mientras que a valores de pH al cual se alcanza el máximo valor de potencial, la energía potencial total de interacción (pH 10) está gobernada por la energía potencial de la doble capa eléctrica. Si se aplica un campo magnético externo, la energía de interacción potencial magnética domina por encima de las originadas por la doble capa eléctrica.

REFERENCIAS

- Carlson, J. J., & Kawatra, S. K. (2013). Factors affecting zeta potential of iron oxides. *Mineral Processing and Extractive Metallurgy Review*, 34(5), 269–303. <https://doi.org/10.1080/08827508.2011.604697>
- Cornell, R. M., & Schwertmann, U. (2003). Introduction to the iron oxides. In *The Iron Oxides* (2nd ed., pp. 1–8). Wiley-VCH Verlag GmbH & Co. KGaA. <https://doi.org/10.1002/3527602097.ch1>
- Dobryden, I., Mensi, E., Holmgren, A., & Almqvist, N. (2020). Surface Forces between Nanomagnetite and Silica in Aqueous Ca^{2+} Solutions Studied with AFM Colloidal Probe Method. *Colloids and Interfaces*, 4(3), 41. <https://doi.org/10.3390/colloids4030041>
- Fleet, M. E. (1981). The structure of magnetite. *Acta Crystallographica Section B*, 37(4), 917–920. <https://doi.org/10.1107/S0567740881004597>
- Forero, A. H., & Díaz, S. C. (2007). Benefice of a magnetite for pellets production used in direct reduction process. *Scientia et Technica*, 1(36), 793–796. <https://doi.org/10.22517/issn.2344-7214>
- García-Martínez, H. A., Llamas-Bueno, M., Song, S., & López-Valdivieso, A. (2005). Computational study on stability of magnetite and quartz suspensions in an external magnetic field. *Journal of Dispersion Science and Technology*, 26(2), 177–182. <https://doi.org/10.1081/DIS-200045582>

- Gumustas, M., Sengel-Turk, C. T., Gumustas, A., Ozkan, S. A., & Uslu, B. (2017). Effect of Polymer-Based Nanoparticles on the Assay of Antimicrobial Drug Delivery Systems. In *Multifunctional Systems for Combined Delivery, Biosensing and Diagnostics* (pp. 67–108). Elsevier. <https://doi.org/10.1016/b978-0-323-52725-5.00005-8>
- Haavik, C., Stolen, S., Fjellvag, H., Hanfland, M., & Hausermann, D. (2000). Equation of state of magnetite and its high-pressure modification: Thermodynamics of the Fe-O system at high pressure. *American Mineralogist*, 85(3), 514–523. <https://doi.org/10.2138/am-2000-0413>
- Hiemenz, P. C., & Rajagopalan, R. (1997). *Principles of colloid and surface chemistry* (3rd ed.). Marcel Dekker, Inc.
- Hogg, R., Healy, T. W., & Fuerstenau, D. W. (1966). Mutual Coagulation of Colloidal Dispersions. *Transactions of the Faraday Society*, 62, 1638–1651. <https://doi.org/10.1039/TF9666201638>
- Holmberg, K., Jönsson, B., Kronberg, B., & Lindman, B. (2002). Surfactants and Polymers in aqueous solution. In *Surfactants and Polymers in Aqueous Solution* (2nd ed.). John Wiley & Sons, Ltd.
- Israelachvili, J. N. (1992). *Intermolecular and surface forces* (2nd ed.). Academic Press.
- Kosmulski, M. (2004). pH-dependent surface charging and points of zero charge II. Update. *Journal of Colloid and Interface Science*, 275(1), 214–224. <https://doi.org/10.1016/j.jcis.2004.02.029>
- Kosmulski, M. (2009). pH-dependent surface charging and points of zero charge. IV. Update and new approach. *Journal of Colloid and Interface Science*, 337(2), 439–448. <https://doi.org/10.1016/j.jcis.2009.04.072>
- Llamas-Bueno, M., López-Valdivieso, A., & Corona-Arroyo, M. A. (2019). On the Mechanisms of Silica (SiO₂) Recovery in Magnetite Ore Low-Magnetic-Drum Concentration. *Mining, Metallurgy and Exploration*, 36(1), 131–138. <https://doi.org/10.1007/s42461-018-0019-5>
- Lopez-Valdivieso, A. (1980). *A study of the electrokinetics and flotation properties of talc and molybdenite*. South Dakota School of Mines and Technology.
- Masliyah, J. H., & Bhattacharjee, S. (2006). *Electrokinetic and colloid transport phenomena*. John Wiley & Sons, Inc.
- Mendoza, R., Sandoval, I., Mendez, J., Reyes, J. L., Campillo, B., Juarez, J. A., & Kestner, D. W. (2001). DEVELOPMENT OF A HIGH REDUCIBILITY ACID PELLETT AT IMEXSA. *Materials and Manufacturing Processes*, 16(4), 519–529. <https://doi.org/10.1081/AMP-100108524>
- Noval, V. E., Puentes, C. O., & Carriazo, J. G. (2017). Magnetita (Fe₃O₄): Una estructura inorgánica con múltiples aplicaciones en catálisis heterogénea. *Revista Colombiana de Química*, 46(1), 42–59. <https://doi.org/10.15446/rev.colomb.quim.v46n1.62831>

- Petrova, T. M., Fachikov, L., & Hristov, J. (2011). The magnetite as adsorbent for some hazardous species from aqueous solutions: A review. 3(March), 134–152. <http://arxiv.org/abs/1104.5647>
- Pietsch, W. B. (2002). Agglomeration Processes Phenomena, Technologies, Equipment. In *Agglomeration in Industry*. Wiley-VCH. <https://doi.org/10.1002/9783527619795>
- Potapova, E., Yang, X., Grahn, M., Holmgren, A., Forsmo, S. P. E., Fredriksson, A., & Hedlund, J. (2011). The effect of calcium ions, sodium silicate and surfactant on charge and wettability of magnetite. *Colloids and Surfaces A: Physicochemical and Engineering Aspects*, 386(1–3), 79–86. <https://doi.org/10.1016/j.colsurfa.2011.06.029>
- Rao, F., Song, S., & Lopez-Valdivieso, A. (2009). Electrokinetic studies of minerals in aqueous solutions through electroacoustic measurement. *Surface Review and Letters*, 16(1), 65–71. <https://doi.org/10.1142/S0218625X09012305>
- Regazzoni, A. E., Blesa, M. A., & Maroto, A. J. G. (1983). Interfacial properties of zirconium dioxide and magnetite in water. *Journal of Colloid And Interface Science*, 91(2), 560–570. [https://doi.org/10.1016/0021-9797\(83\)90370-3](https://doi.org/10.1016/0021-9797(83)90370-3)
- Stumm, W., & Morgan, J. J. (1996). *Aquatic chemistry Chemical equilibria and rates in naturel waters* (J. L. Schnoor & A. Zehnder (eds.); Third edit). John Wiley and Sons, Inc.
- Tang, J., Zhang, Y., & Bao, S. (2016). The effect of Ca²⁺ and Mg²⁺ on the dispersion and flocculation behaviors of muscovite particles. *Minerals*, 6(3). <https://doi.org/10.3390/min6030093>
- Tombácz, E., Illés, E., Majzik, A., Hajdú, A., Rideg, N., & Szekeres, M. (2007). Ageing in the inorganic nanoworld: Example of magnetite nanoparticles in aqueous medium. *Croatica Chemica Acta*, 80(3–4), 503–515.
- Verwey, E. J. W., & Overbeek, J. T. G. (1948). *Theory of the Stability of Lyophobic Colloids*. Elsevier.
- Xiong, D., Lu, L., & Holmes, R. J. (2015). Developments in the physical separation of iron ore: Magnetic separation. In *Iron Ore: Mineralogy, Processing and Environmental Sustainability* (pp. 283–307). Elsevier Inc. <https://doi.org/10.1016/B978-1-78242-156-6.00009-5>
- Zhu, D., Pan, J., Lu, L., & Holmes, R. J. (2015). Iron ore pelletization. In *Iron Ore* (pp. 435–473). Elsevier. <https://doi.org/10.1016/B978-1-78242-156-6.00015-0>