

Se denomina metales pesados a aquellos elementos químicos que poseen un peso atómico comprendido entre 63.55 (Cu) y 200.59 (Hg), y que presentan un peso específico superior a 4 (g cm⁻³). Cabe destacar que en esta categoría entran prácticamente todos los elementos metálicos de interés económico, por tanto, de interés minero. Lo que hace tóxicos a los metales pesados no son en general sus características esenciales, sino las concentraciones en las que pueden presentarse, y casi más importante aun, el tipo de especie que forman en un determinado medio. Cabe recordar que de hecho los seres vivos "necesitan" (en pequeñas concentraciones) a muchos de éstos elementos para funcionar adecuadamente. Ejemplos de metales requeridos por el organismo incluyen el cobalto, cobre, hierro, hierro, manganeso, molibdeno, vanadio, estroncio, y zinc. El caso del hierro es notable entre éstos, siendo vital para la formación de hemoglobina.

Todos los metales pesados se encuentran presentes en los medios acuáticos (el agua químicamente pura no existe en la naturaleza), aunque sus concentraciones (en ausencia de contaminación) son muy bajas. Los metales pesados se encuentran en estas aguas como coloides, partículas minerales (sólidos en suspensión), o fases disueltas (cationes o iones complejos). Las formas coloidales suelen dar lugar a la formación de hidróxidos, mientras que las partículas sólidas incluyen una gran variedad de minerales. Las fases disueltas pueden a su vez ser capturadas por adsorción o absorción en arcillas o hidróxidos. Adicionalmente, los compuestos orgánicos pueden constituir fases con gran capacidad de captura de cationes metálicos, que en ocasiones dan lugar a fases extremadamente tóxicas (e.g. metilmercurio: CH₃Hg).

A su vez la química del sistema acuoso regula las tasas de adsorción-absorción en el sistema agua-sedimento. La adsorción remueve el metal de la columna de agua; la desorción lo incorpora nuevamente a ésta. Los parámetros que regulan el sistema son: la salinidad, el potencial redox (Eh), y el pH:

Un incremento de la salinidad conlleva una competencia, entre metales pesados y metales grupos I y II, por los sitios de ligazón (e.g. espaciado interlaminar en las arcillas), lo que se traduce en la expulsión de los metales pesados, y su devolución a la columna de agua.

Un incremento del Eh genera la inestabilidad de los compuestos reducidos (e.g. sulfuros), poniendo el metal en solución.

Un decrecimiento del pH tiene dos efectos: 1) induce la disolución de compuestos metal-carbonato (e.g. cerusita: PbCO₃); y 2) aumenta la solubilidad de los metales disueltos.

El decrecimiento del pH puede ligarse directamente a la serie de fenómenos físico-químicos que se derivan de la oxidación de especies sulfuradas (particularmente la pirita: FeS

²). La consecuencia directa es la formación del denominado drenaje ácido. El sistema se encuentra así fuertemente regulado por: 1) las cantidades iniciales de pirita en el yacimiento

(de sulfuros o carbones piritosos) o la escombrera (*mineral dump*); 2) por la presencia de bacterias oxidantes (e.g. *T. ferrooxidans*); y 3) los niveles de oxígeno.