

TEMA 2.1 CONCENTRACION Y ESTEQUIOMETRIA

CI41B Ingeniería Ambiental
Profesores D. Rodríguez, R. Muñoz, J. Cornejo
Semestre Otoño 2006

1. INTRODUCCION

La mayoría de los problemas relacionados con contaminación ambiental que enfrentamos en nuestra actividad profesional tiene un contenido importante de física y química. Incluso la descripción más cualitativa de problemas tales como el efecto invernadero, la disminución de la capa de ozono, la contaminación de aguas subterráneas y del aire, así como la lluvia ácida requieren la comprensión de algunos conceptos básicos de física y química. Este capítulo incluye un pequeño número de tópicos que han sido seleccionados con el propósito de presentar los principios básicos esenciales que nos permitan entender la naturaleza de los problemas ambientales que enfrentamos y de sus posibles soluciones.

Problemas ambientales comunes están relacionados con la descarga de sustancias al ambiente líquido o gaseoso, y cual es el impacto que dichas descargas causan sobre el medio ambiente. De igual modo, muchas soluciones a problemas ambientales pueden ser estudiadas a partir de una serie de conceptos técnicos muy simples, pero a la vez muy poderosos.

Gases, líquidos y sólidos pueden disolverse en agua para formar soluciones reales. La sustancia que se disuelve es denominado el **soluta**, mientras que la sustancia o medio en el cual es disuelto se denomina **solvente**. Una solución puede tener cualquier concentración de soluto bajo un cierto límite denominado la **solubilidad** de esa sustancia en ese medio. Aún cuando estos conceptos son generales, en este curso el énfasis principal está en el solvente agua, analizando en forma secundaria problemas relacionados con contaminación atmosférica.

Las aguas naturales siempre contienen iones disueltos los cuales provienen del contacto del agua con minerales tales como el limo, magnetita, yeso y sales. Los más comunes cationes encontrados en el agua natural son calcio (Ca^{2+}), magnesio (Mg^{2+}), sodio (Na^+), y potasio (K^+). Los aniones más comunes son los bicarbonatos (HCO_3^-), cloros (Cl^-), sulfatos (SO_4^{2-}), y en menor cantidad nitratos (NO_3^-). En cualquier agua la electroneutralidad de la muestra debe ser mantenida, es decir, la suma de los cationes debe ser siempre igual a la de los aniones

Aguas que se encuentran afectadas por algún tipo de contaminación pueden contener desde metales pesados y/o pesticidas, hasta elementos orgánicos complejos cuya presencia se debe fundamentalmente al impacto de la actividad humana.

2. FORMAS DE EXPRESAR CONCENTRACIONES

Una gran cantidad de problemas ambientales se refiere a la presencia de elementos extraños dentro de una solución líquida o gaseosa, que afectan la "calidad" de dicha solución. Cuando estos elementos extraños afectan o impiden el uso de dicha solución para una actividad determinada se habla de contaminación. Por ejemplo, en el caso de agua potable, se habla de contaminación cuando existen dentro de ella ciertos elementos que son inadecuados o que pueden afectar la salud humana. Para evaluar cuantitativamente el impacto de dichos elementos extraños o contaminantes se utiliza el concepto de concentración, el que se refiere

básicamente a cuanto de ese elemento extraño está presente en la solución. Si la cantidad de contaminante (solute) es muy pequeña con respecto a la cantidad de solvente, se puede definir concentración como:

$$\text{Concentración} = \frac{\text{cantidad de soluto}}{\text{cantidad de solución}} = \frac{\text{cantidad de soluto}}{\text{cantidad de soluto más solvente}} \quad (1)$$

Dependiendo de la forma en la cual se miden la *cantidad de soluto* y la *cantidad de solución* existen básicamente tres formas de expresar concentraciones:

1. Masa/masa (comúnmente referida como peso/peso), o más explícitamente, la masa de soluto sobre la masa de solución. Unidades típicas son mg/kg, también expresada como ppm (partes por millón), el porcentaje en peso y la fracción molar.
2. Masa/volumen (comúnmente referida como peso/volumen), corresponde a la masa de soluto por volumen de solución. Unidades típicas de medición son mg/L y mol/L. En el caso de un gas, el volumen de la solución depende de la temperatura. Este tipo de unidad se utiliza normalmente para líquidos.
3. Volumen/volumen, corresponde a una unidad utilizada en el caso de gases y se refiere al volumen de soluto por volumen de solución.

Otra forma típica de expresar concentraciones es a través de **un constituyente común**. En este caso se expresa la concentración de distintos compuestos usando un constituyente común a todos ellos. Un caso típico es el de los compuestos de nitrógeno, los cuales se encuentran de las siguientes formas en el agua servida o residual:

- | | | |
|---|--------------------|----------------|
| • | Nitrógeno Amoníaco | NH_4^+, NH_3 |
| • | Nitrógeno orgánico | varias formas |
| • | Nitrito | NO_2^- |
| • | Nitrato | NO_3^- |

En este caso se acostumbra reportar los resultados en término de nitrógeno (N) de tal forma que los valores puedan ser comparados directamente. La forma de hacerlo es a través de los pesos moleculares de los distintos compuestos presentes. El *peso molecular* de una molécula es simplemente la suma de los pesos atómicos de sus átomos constituyentes.

3. CONCENTRACIÓN MOLAR

Una forma común de expresar concentración es a través del concepto de **Molaridad** o **Concentración Molar**. Para incorporar este concepto consideremos los siguientes elementos. El **peso atómico** de un átomo es la masa del átomo medida en **unidades de masa atómica** (uma), mientras que el **número atómico** es el número de protones en el núcleo. En la Tabla 1 se entrega un resumen con el **peso atómico y número atómico** de distintos elementos.

El **peso molecular** de una molécula es simplemente la suma de los pesos atómicos de sus átomos constituyentes. De este modo, para un compuesto como el monóxido de carbono (CO) el peso molecular es igual a:

$$PM_{CO} = PA_C + PA_O = 12 \text{ g/mol} + 16 \text{ g/mol} = 28 \text{ g/mol} \quad (2)$$

Si dividimos la masa de una sustancia por su peso molecular, el resultado es la masa expresada en *moles*. El número de moles se calcula dividiendo la masa del compuesto por su peso molecular:

$$\text{Moles} = \frac{\text{Masa}}{\text{Peso Molecular}} \quad (3)$$

De acuerdo a nuestros conocimientos básicos de química recordemos que un mol de cualquier sustancia (en particular de un gas) contiene 6.022×10^{23} moléculas. Este número se conoce como el número de Avogadro. Un mol de cualquier sustancia gaseosa tiene un peso igual a su peso molecular, mientras que el volumen que ocupa es dependiente de la temperatura y de la presión. De esta manera, el volumen de un mol de gas se puede escribir como:

$$V_{T,P} = 22.4 \cdot \frac{T}{273} \cdot \frac{1}{p} \quad (\text{litro}) \quad (4)$$

donde T es la temperatura expresada en grados Kelvin y p es la presión atmosférica en atmósferas.

La expresión (4) permite escribir para el caso de una sustancia gaseosa la siguiente expresión para relacionar la concentración en MM con aquella expresada en MV.

$$(C_{MM})_{GAS} = (C_{MV})_{GAS} \cdot \frac{V_{T,P}}{PM_{GAS}} \quad (5)$$

Para el caso de un líquido se tiene:

$$(C_{MM})_{LIQUIDO} \approx (C_{MV})_{LIQUIDO} \quad (6)$$

Tabla 1
Símbolos y Pesos Atómicos (g/mol)

Elemento	Símbolo	Peso Atómico	Elemento	Símbolo	Peso Atómico
Actinio	Ac	227.03	Mercurio	Hg	200.59
Aluminio	Al	26.98	Molibdeno	Mo	95.94
Americio	Am	243.00	Neodimio	Nd	144.24
Antimonio	Sb	121.75	Neón	Ne	20.18
Argón	Ar	39.95	Neptunio	Np	237.05
Arsénico	As	74.92	Níquel	Ni	58.70
Astatino	At	210.00	Niobio	Nb	92.91
Bario	Ba	137.33	Nitrógeno	N	14.01
Berkelio	Bk	247.00	Nobelio	No	259.00
Berilio	Be	9.01	Osmio	Os	190.20
Bismuto	Bi	208.98	Oxígeno	O	16.00
Boro	B	10.81	Paladio	Pb	106.40
Bromo	Br	79.90	Fósforo	P	30.97
Cadmio	Cd	112.41	Platino	Pt	195.09
Calcio	Ca	40.08	Plutonio	Pu	244.00
Californio	Cf	251.00	Polonio	Po	209.00
Carbono	C	12.01	Potasio	K	39.09
Cerio	Ce	140.12	Praeseodimio	Pr	140.91
Cesio	Cs	132.90	Prometio	Pm	145.00
Cloro	Cl	35.45	Protactio	Pa	231.04
Cromo	Cr	51.99	Radio	Ra	226.03
Cobalto	Co	58.93	Radon	Rn	222.00
Cobre	Cu	63.55	Renio	Re	186.20
Curio	Cm	247.00	Rodio	Rh	102.91
Disprosio	Dy	162.50	Rubidio	Rb	85.45
Einsteinio	Es	254.00	Rutenio	Ru	101.07
Erbio	Er	167.26	Samario	Sm	150.40
Europio	Eu	151.96	Scandio	Sc	44.96
Fermio	Fm	257.00	Selenio	Se	78.96
Fluor	F	19.00	Silicon	Si	28.09
Francio	Fr	223.00	Plata	Ag	107.89
Gadolinio	Gd	157.25	Sodio	Na	22.99
Galio	Ga	69.72	Estroncio	Sr	87.62
Germanio	Ge	72.59	Sulfuro	S	32.06
Oro	Au	196.97	Tántalo	Ta	180.95
Hafnio	Hf	178.49	Tecneito	Tc	97.00
Helio	He	4.00	Telurio	Te	127.60
Holmio	Ho	164.93	Terbio	Tb	158.93
Hidrógeno	H	1.01	Talio	Tl	204.37
Indio	Ln	114.82	Torio	Th	232.04
Yodo	I	126.90	Tulio	Tm	168.93
Iridio	Lr	192.22	Estaño	Sn	118.69
Hierro	Fe	55.85	Titanio	Ti	47.90
Kriptón	Kr	83.80	Tungsteno	W	183.85
Lantano	La	138.91	Uranio	U	238.03
Lawrencio	Lr	260.00	Vanadio	V	50.94
Plomo	Pb	207.20	Xenón	Xe	131.30
Litio	Li	6.94	Yterbio	Yb	173.04
Lutelio	Lu	174.97	Ytrio	Y	88.91
Magnesio	Mg	24.31	Zinc	Zn	65.38
Manganeso	Mn	54.94	Circonio	Zr	91.22
Mendelevio	Md	258.00			

4. NORMAS DE CALIDAD

En lo que respecta a la calidad del agua y del aire es posible indicar la existencia de normas, las cuales determinan límites máximos de concentración de distintos elementos para diferentes usos. La Tabla 2 muestra un ejemplo de norma de agua, la que corresponde a la norma de agua de riego NCh 1333.

Tabla 2
Norma Chilena de Agua para Riego

Parámetro	Unidad	NCh.1333 Of.78
pH	—	5,5–9,0
Aluminio	[mg/l]	5,00
Arsénico	[mg/l]	0,10 ⁽²⁾
Bario	[mg/l]	4,00 ⁽²⁾
Berilio	[mg/l]	0,10 ⁽²⁾
Boro	[mg/l]	0,75 ⁽²⁾
Cadmio	[mg/l]	0,010 ⁽²⁾
Cianuro	[mg/l]	0,20 ⁽²⁾
Cloruros	[mg/l]	200,00 ⁽²⁾
Cobalto	[mg/l]	0,050 ⁽²⁾
Cobre	[mg/l]	0,20 ⁽²⁾
Cromo	[mg/l]	0,10 ⁽²⁾
Fluoruro	[mg/l]	1,00 ⁽²⁾
Hierro	[mg/l]	5,00 ⁽²⁾
Litio	[mg/l]	2,50 ⁽²⁾
Litio (cítricos)	[mg/l]	0,075 ⁽²⁾
Manganeso	[mg/l]	0,20 ⁽²⁾
Mercurio	[mg/l]	0,001 ⁽²⁾
Molibdeno	[mg/l]	0,010 ⁽²⁾
Níquel	[mg/l]	0,20 ⁽²⁾
Plata	[mg/l]	0,20 ⁽²⁾
Plomo	[mg/l]	5,00 ⁽²⁾
Selenio	[mg/l]	0,020 ⁽²⁾
Sodio porcentual ⁽¹⁾	% de Na	35,00 ⁽²⁾
Sulfatos	[mg/l]	250,00 ⁽²⁾
Vanadio	[mg/l]	0,10 ⁽²⁾
Zinc	[mg/l]	2,00 ⁽²⁾
Conductividad específica	[μmhos/cm a 25°C]	< 750 ⁽³⁾
Sólidos disueltos totales	[mg/l a 105°C]	< 500 ⁽³⁾
Coliformes fecales	[NPM/ml]	1.000

(1) El sodio porcentual se calcula a partir de la fórmula: % de Na = $[Na/(Na+Ca+Mg+K)]$, las concentraciones en [meq/l].

(2) El *Ministerio de Obras Públicas* podrá autorizar valores mayores o menores de estos elementos.

(3) Agua con la cual generalmente no se observarán efectos perjudiciales, existen más clasificaciones.

Fuente: Instituto Nacional de Normalización. Norma Chilena Oficial 1333 Of. 78, modificada en 1987. "Requisitos de Calidad del Agua para Diferentes Usos". Segunda Edición, 1987, pp. 3–5.

5. ESTEQUIOMETRÍA

Cuando una reacción química es analizada provee información cualitativa y cuantitativa. En forma cualitativa podemos observar que elementos químicos están interactuando para producir que productos finales. En forma cuantitativa podemos determinar cuanto reactante y cuanto producto se requiere para llevar a cabo una reacción. El balance de las ecuaciones químicas para que cada tipo de átomo aparezca en un mismo número entre reactantes y productos se denomina *estequiometría*.

El primer paso en este análisis es definir, a partir del conocimiento de los reactantes y del proceso que se trata, los posibles productos finales. Una vez definidos los reactantes y productos se procede a balancear las ecuaciones. Por ejemplo, supongamos que deseamos investigar la combustión de metano (CH_4) el principal componente del gas natural. En el proceso de combustión el metano se mezcla con oxígeno para producir dióxido de carbono y agua, como lo muestra la siguiente reacción:



Esta ecuación no está balanceada ya que hay cuatro (4) átomos de hidrógeno en el lado izquierdo y sólo dos (2) en el lado derecho. La forma más simple de balancear este tipo de ecuaciones es siguiendo el siguiente procedimiento:

1. Balancear todos los elementos excepto el agua y oxígeno.
2. Balancear los átomos de hidrógeno modificando las moléculas de agua.
3. Balancear los átomos de oxígeno modificando las moléculas de oxígeno gas (O_2).

Al seguir el procedimiento anterior obtenemos la siguiente ecuación balanceada:



Esta ecuación balanceada puede ser interpretada de la siguiente manera: Una molécula de metano reacciona con dos moléculas de oxígeno para producir una molécula de dióxido de carbono y dos moléculas de agua. Más útil que saber el número de moléculas que reaccionan es conocer la masa de cada elemento que actúa en esta reacción. Para esto debemos conocer algo más acerca de la masa de átomos individuales.

Finalmente, si dividimos el número de moles por el volumen de la solución obtenemos la concentración molar o molaridad ($1\text{ M} = 1\text{ mol/L}$). Volviendo al ejemplo del metano podemos escribir los pesos moleculares de los distintos elementos que participan en la reacción:

$$\begin{array}{lll} CH_4 & = 12 + 4 \times 1 & = 16\text{ g/mol} \\ O_2 & = 2 \times 16 & = 32\text{ g/mol} \\ CO_2 & = 12 + 2 \times 16 & = 44\text{ g/mol} \\ H_2O & = 2 \times 1 + 16 & = 18\text{ g/mol} \end{array}$$

En resumen tenemos tres formas distintas de expresar la oxidación del metano: número de moléculas, número de moles y gramos de producto.

EJEMPLO 1

Convirtiendo ppm a mg/m^3 (aire).

El estándar federal de calidad del aire (EE.UU.) para monóxido de carbono (basado en mediciones cada 8 hr) es 9 ppm. Expresar este estándar en mg/m^3 a 1 atm y 25°C .

EJEMPLO 2

Análisis de Nitrógeno.

Un análisis de nitrógeno de una muestra de agua servida arrojó los siguientes resultados:

•	Amoníaco	30.0 mg/L como NH_3
•	Nitrito	0.10 mg/L como NO_2^-
•	Nitrato	1.50 mg/L como NO_3^-
•	Nitrógeno orgánico (varias formas)	5.0 mg/L como N

Encontrar la concentración total de nitrógeno.

EJEMPLO 3

Combustión de Butano.

Determinar la masa de dióxido de carbono generada en la oxidación de 100 g de butano (C_4H_{10}). Los productos finales de la oxidación son agua y dióxido de carbono.

EJEMPLO 4

Demanda Teórica de Oxígeno.

Considere una solución 1.67×10^{-3} M de glucosa ($\text{C}_{12}\text{H}_6\text{O}_{12}$) que es completamente oxidada a CO_2 y agua. Balancee la ecuación química y determine la cantidad de oxígeno requerida para completar la reacción.

Si la composición química de una sustancia es conocida, entonces la cantidad de oxígeno requerida para oxidarla a dióxido de carbono y agua puede ser calculada usando estequiometría. Este requerimiento de oxígeno se denomina *demanda teórica de oxígeno* (DTO). Si la oxidación se lleva a cabo mediante la acción de bacterias el requerimiento de oxígeno se denomina *demanda bioquímica de oxígeno* (DBO). La DBO es algo menor que la DTO dado que parte del carbono originalmente presente en la muestra es usado para síntesis (creación) de nuevas bacterias y no es oxidado a dióxido de carbono.

EJEMPLO 5

Demanda Teórica de Oxígeno para Células de Bacterias.

Determine la Demanda Teórica de Oxígeno para la descomposición de 1 g de células de bacterias. Suponga que las células se pueden representar por la ecuación química ($\text{C}_5\text{H}_7\text{NO}_2$) y que el nitrógeno orgánico se descompone a amoníaco, NH_3 .

EJEMPLO 6

Descomposición de Algas

La descomposición o degradación de algas contribuye en forma importante a acelerar la eutroficación de cuerpos de agua tales como lagos o lagunas. Este proceso de descomposición se produce en dos etapas secuenciales. En la primera etapa, fase carbonácea, las algas son convertidas en dióxido de carbono (CO_2), agua (H_2O) y amoníaco (NH_3). En la segunda etapa, fase nitrogenada, el amoníaco es convertido en ácido nítrico (HNO_3). Como resultado de estas dos etapas las algas consumen una cantidad total de oxígeno, la que se denomina demanda total de oxígeno (carbonácea más nitrogenada).

- Si las algas se pueden representar mediante la fórmula química $C_6H_{15}O_6N$, determine las reacciones químicas, balanceadas, que describen cada etapa del proceso de oxidación.
- Calcule la cantidad total de oxígeno (fase carbonácea más nitrogenada) necesaria para descomponer 100 mg/L de algas. Expresar esta cantidad en mg/L, mol/L y ppm.
- Si luego del segundo proceso de descomposición (fase nitrogenada) el ácido nítrico HNO_3 , se disocia según una reacción ácido-base, ¿Qué ocurre con el pH en el lago? Sube, baja, se mantiene. Justifique su respuesta. Nota: Considere que el pH del lago es inicialmente neutro.

EJEMPLO 7

Descomposición de Etanol Derramado en Río

Etanol (C_2H_5OH) es derramado en forma accidental en un río, donde es degradado por la acción de microbios. Si los productos de descomposición son el dióxido de carbono (CO_2) y agua:

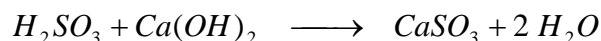
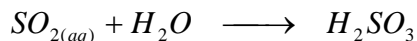
- Escriba la reacción química que describe este proceso.
- ¿Cuántos kilogramos de oxígeno son consumidos en este proceso si 500 Kg de etanol fueron derramados? ¿Cuántos kilogramos de CO_2 son producidos?

EJEMPLO 7

Emisiones a la Atmósfera

Como un Ingeniero del Servicio de Salud del Ambiente le corresponde controlar una industria con el propósito de reducir el efecto de sus emisiones contaminantes sobre el medio ambiente. Este objetivo se logra al neutralizar el dióxido de sulfuro (SO_2) producido en las labores de fundición de plomo zinc. La remoción del dióxido de sulfuro se logra mediante un proceso que combina un filtro húmedo y el uso de hidróxido de calcio ($Ca(OH)_2$) para transformar el SO_2 en un producto más controlable, sulfito de calcio ($CaSO_3$)

- Basados en las siguientes reacciones químicas, ¿Cuántos kilogramos de hidróxido de calcio ($Ca(OH)_2$) son necesarios para neutralizar los 120 Kg de SO_2 producidos cada día?



- b) Calcular los kilogramos de H_2SO_3 producidos después de usar el filtro de agua, en la primera etapa del tratamiento.
- c) ¿Cuántos litros de una solución 2M de $Ca(OH)_2$ son necesarios para neutralizar el SO_2 ?

Nota: Una solución 2M de $Ca(OH)_2$ contiene 2 moles de $Ca(OH)_2$ por litro de solución.

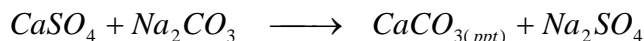
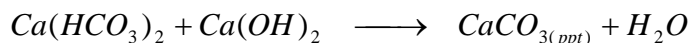
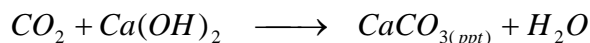
EJEMPLO 8

Análisis Químico para Tratamiento de Aguas

A partir del análisis de una muestra de agua se determinó que contiene los siguientes elementos:

Dióxido de carbono (CO_2)	8.8 mg/L
Bicarbonato de calcio ($Ca(HCO_3)_2$)	186.3 mg/L
Sulfato de calcio ($CaSO_4$)	81.6 mg/L

Como parte de un proceso de tratamiento de esta agua se utiliza hidróxido de calcio ($Ca(OH)_2$) para precipitar el dióxido de carbono (CO_2) y el bicarbonato de calcio ($Ca(HCO_3)_2$), mientras que carbonato de sodio (Na_2CO_3) se usa para precipitar el sulfato de calcio ($CaSO_4$). La remoción de estos elementos se lleva a cabo de acuerdo a las siguientes reacciones químicas:



- a) Calcular las masas de $Ca(OH)_2$ y Na_2CO_3 necesarias para ablandar (remover el calcio) presente en 1 litro de solución.
- b) Determinar la cantidad total de $CaCO_{3(ppt)}$ precipitada como resultado de este proceso de ablandamiento.
- c) ¿Qué porcentaje de $CaCO_{3(ppt)}$ (en peso) es producido en cada etapa del proceso de ablandamiento?

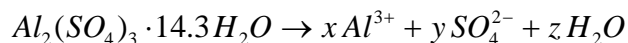
EJEMPLO 9

Proceso de Coagulación

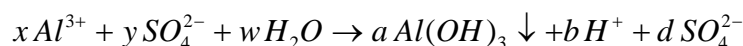
Una de las fases principales del proceso de tratamiento para producir agua potable es la denominada *coagulación*. Durante esta fase se procede a agregar sustancias químicas al agua para eliminar las cargas eléctricas de los coloides (material en suspensión), y permitir que éstos se junten entre ellos y generen elementos de mayor tamaño (*flocs*) que puedan sedimentar por su propio peso.

Uno de los principales elementos químicos que se utiliza para llevar a cabo este proceso de coagulación es el sulfato de aluminio hidratado ($Al_2(SO_4)_3 \cdot 14.3H_2O$). Este proceso consta de al menos tres fases que se describen a continuación:

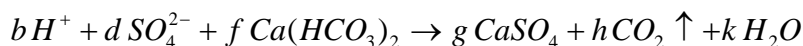
1. El sulfato de aluminio se ioniza en agua produciendo Al^{3+} y SO_4^{2-} :



2. La mayor parte del Al^{3+} se combina con iones hidróxido, OH^- , para formar un compuesto denominado hidróxido de aluminio ($Al(OH)_3$) que sedimenta y arrastra los coloides hacia el fondo de la unidad de sedimentación:



3. El exceso de iones hidrógeno (H^+) tiende a disminuir el pH de la solución (aumenta la concentración de los iones hidrógeno presentes en la solución) lo que es perjudicial para el proceso de coagulación en su conjunto. Para evitar esta situación se incorpora bicarbonato de calcio ($Ca(HCO_3)_2$) para controlar el pH de la solución:



A partir de la información anterior se pide:

- a) Determinar las constantes estequiométricas $x, y, z, w, a, b, d, f, g, h$ y k .
- b) Desarrollar una ecuación que describa el proceso de coagulación en su totalidad.
- c) Si se utilizan 600 mg/L de sulfato de aluminio para el tratamiento de un tipo de agua específico, ¿Cuántos mg/L de $Al(OH)_3$ sedimentan?, ¿Qué volumen de $Al(OH)_3$ sedimenta cada día si se está tratando un caudal de 50 l/s? Considere una temperatura de 25°C y una presión atmosférica de 0.9 atmósferas.
- d) Si se utilizan 600 mg/L de sulfato de aluminio para el tratamiento de un tipo de agua específico, ¿Cuántos mg/L de H^+ se producen durante el tratamiento? ¿Qué cantidad de $Ca(HCO_3)_2$ se requiere para neutralizar la disminución de pH causada durante la coagulación?