



Breves consideraciones sobre la preparación de soluciones

por Guerrero Hernán

Llega el momento en que todos comenzamos a buscar artículos de bricolaje o DIY (do it yourself – hágalo usted mismo), o bien los peces se enferman y se debe medicar. También sucede que uno, no conforme con los kits analíticos comerciales o fertilizantes comerciales, decide prepararlos “a medida” y surge entonces el problema de preparar soluciones con nomenclaturas no explícitas. El presente artículo trata de aportar luz sobre el tema en cuestión.

1. Concentraciones y unidades

Si se quiere preparar una **solución** se debe saber en primer lugar qué es lo que se quiere disolver, cuanto se quiere disolver y que volumen se necesita preparar. Para poder definir todo eso se recurre a la **concentración** de la **solución**. Esta es específicamente cuanto se debe disolver de una sustancia o **soluto** por unidad de volumen de **solvente**.

Existen muchas formas de expresar la **concentración**, algunas son explícitas donde se indica la cantidad del soluto en forma clara, p. ej. si hablamos de una **solución** de 100 mg/L de praziquantel sabemos que por cada litro de solvente agregaremos 100 mg del soluto. Otras formas de expresar la **concentración** son más crípticas o convencionales (por convención), las que explicaré en mayor detalle.

2. Solución porcentual (%)

Una **solución** al x % quiere decir x gramos en 100 gramos del **solución**. El agua a 4° C tiene densidad de 1 g/ml lo cual hace que a esa temperatura un gramo sea equivalente a un mililitro. Entonces, como extensión de esa propiedad, y en todo lo referente a agua suele, sin importar la temperatura, usarse dicha equivalencia. Debido a que para fines acuariológicos el error es despreciable, se toma como verdad la relación mencionada. Sí esta mal utilizarla cuando el solvente no es agua (por ejemplo alcohol).

Pasando en limpio, en soluciones acuosas, x % quiere decir x gramos en 100 ml de agua.

3. Solución en partes por millón (ppm)

Se refiere a partes por millón cuando se habla de partes en un millón de partes semejantes. Así, si queremos preparar una **solución** de 10 ppm de un medicamento, por ejemplo Metronidazol en agua, necesitamos pesar 10 mg cada kilogramo de agua a preparar. También acá suele usarse la equivalencia peso-volumen del agua, con lo que quedaría 10 mg de metronidazol cada litro de agua.

Si tenemos que medicar con 10 ppm de metronidazol un acuario de 144 L entonces deberemos pesar:

$$10 \text{ mg/L} \times 144 \text{ L} = 1440 \text{ mg de metronidazol}$$

En resumen podemos asociar ppm con mg/L.

Si hablamos de dos líquidos deberíamos referirnos a microlitros por litro.

4. Solución en molaridad (M)

Se define como **solución** x molar a la que se prepara disolviendo x moles de un soluto en un litro de **solución**. Un

mol es el peso molecular de una sustancia expresada en gramos. El peso molecular se calcula como la suma de los pesos atómicos de los constituyentes de la molécula ([Tabla 1](#)).

Esta forma de expresar concentraciones es muy útil en reacciones químicas y suele emplearse en preparaciones de calibradores, medidores, etc.

Como ejemplo, en la preparación de un calibrador de **conductímetros** se utiliza una **solución** de cloruro de potasio (KCl) 0.01M.

Esto quiere decir 0.01 moles de KCl en 1 litro de **solución**.

Un mol de KCl son

$$39.10 + 35.45 = 74.55 \text{ gramos (ver [Tabla 1](#))}$$

Entonces 0.01 moles serán $74.55 \text{ g} \times 0.01 = 0.7455 \text{ g}$

Por lo que para preparar una **solución** 0.01 M de KCl debemos pesar 0.7455 g en 1 litro de agua.

Tabla 1: Pesos atómicos de los elementos más utilizados.

Elemento	Símbolo	PA	Elemento	Símbolo	PA
Hidrógeno	H	1.01	Hierro	Fe	55.85
Oxígeno	O	16.00	Cobre	Cu	63.54
Sodio	Na	22.99	Niquel	Ni	58.71
Cloro	Cl	35.45	Molibdeno	Mo	95.94
Azúfre	S	32.06	Boro	B	10.81
Nitrógeno	N	14.01	Iodo	I	126.90
Fósforo	P	30.97	Cinc	Zn	65.37
Potasio	K	39.10	Carbono	C	12.01
Magnesio	Mg	24.31	Manganeso	Mn	54.94
Calcio	Ca	40.08	Cobalto	Co	58.93
Aluminio	Al	26.98	Cromo	Cr	52.00

5. Solución saturada (ss)

Una **solución** se considera saturada cuando no puede disolverse más soluto en la cantidad que preparamos de solvente.

Se define como solubilidad de una sustancia la cantidad máxima que se puede disolver en un determinado solvente.

La solubilidad depende de la temperatura y generalmente (hay excepciones), en sólidos, la solubilidad aumenta cuando aumenta la temperatura y en gases disminuye. Esto justifica que en soluciones saturadas o muy concentradas en invierno, encontremos cristalitas en el fondo del envase.

Las soluciones saturadas son prácticas para dosificar en el acuario en forma homogénea o agregar sustancias que no son fáciles de disolver, como muchos medicamentos.

Como ejemplo podemos poner la preparación de una **solución** saturada de sal común (cloruro de sodio – NaCl).

Si sabemos su solubilidad (en este caso a 25°C es de 35.7 %) solamente debemos pesar 357 g y agregar agua hasta completar 1 L. Mezclamos, dejamos reposar 10 a 15 minutos y repetimos hasta que no queden cristales en el fondo y la **solución** sea transparente. Podemos acelerar este proceso llevando a hervor la **solución** ya que como se aclaró anteriormente aumenta la solubilidad con la temperatura.

Si no sabemos la solubilidad, ni tenemos forma de averiguarla, la forma más sencilla de preparar una **solución**

saturada es poner a calentar el agua e ir agregando el soluto. A medida que se disuelve, agregaremos más hasta llegar al punto en que lo agregado no se disuelva. Dejaremos enfriar y filtraremos para eliminar el excedente.

6. Dosificaciones

En este caso tenemos una **solución** concentrada y necesitamos dosificarla en el acuario, por ejemplo, fertilizantes.

Aplicaremos entonces la siguiente fórmula:

$$V_s \times C_s = V_a \times C_a$$

Donde:

V_s : volumen de **solución** a dosificar

C_s : **concentración** de la **solución** a dosificar

V_a : volumen del acuario

C_a : **concentración** en el acuario

Esta fórmula solo es válida si se utilizan las mismas unidades en las concentraciones y en los volúmenes.

Como ejemplo podemos tomar una **solución** de 9.5 mg/mL de metronidazol (solución saturada a 20° C) con la cual necesitamos medicar el acuario comunitario de 144 L con una **concentración** de 7 mg/L

Para aplicar la fórmula necesitamos las concentraciones en las mismas unidades y sabiendo que en un litro tenemos 1000 mL,

$$9,5 \text{ mg/mL} = 9500 \text{ mg/L}$$

$$V_s \times 9500 \text{ mg/L} = 144 \text{ L} \times 7 \text{ mg/L}$$

Despejando y resolviendo, queda

$$V_s = 0.106 \text{ L} = 106 \text{ mL}$$

Debemos entonces agregar 106 mL de la **solución** concentrada al acuario para obtener la **concentración** deseada de 7 mg/L.

7. Bibliografía

1. Chapman & Hall - The Merck Index - Versión 12:2
2. Mendelejev - Tabla periódica de los elementos

8. Glosario

Concentración: Cantidad de elementos en un determinado volumen o superficie y se expresa siempre como la cantidad de elementos por unidad de medida de espacio. En química, dice de la cantidad de una sustancia presente en una solución. Puede expresarse en muchas unidades distintas, explícitas como mg/L, g/L, mg/ml o por convención como % (porcentaje, una parte en cien, aclarando peso o volumen), ppm (una parte en un millón de partes, también aclarando peso o volumen), M (molar, un mol en un litro de solución).

Conductímetro: Es un instrumento que permite la medición de la conductividad de un líquido. También son llamados ocasionalmente conductivímetros. [Para más información sobre este término...](#)

Solución: Acción y efecto de resolver una duda o dificultad. En química dice de la mezcla homogénea de dos o más sustancias. Suele llamarse *soluta* al que esta en menor proporción y *solvente* al que esta en mayor, pero no siempre es así. El agua del acuario es una solución de numerosos solutos, siendo el agua el solvente.