

# CAPÍTULO 1: DISOLUCIONES ACUOSAS

---

Este capítulo está enfocado a describir y definir las unidades de concentración tanto físicas como químicas, empleadas en los cálculos y preparación de soluciones en química analítica.

## Objetivos del Capítulo

1. Se inicia con conceptos fundamentales de unidades de medición.
2. Se definen los conceptos de disolución, soluto y disolvente.
3. Se definen las unidades de concentración física: % p/p, % p/v y % v/v.
4. Se definen las unidades de concentración química: molaridad, formalidad, normalidad, molalidad, fracción molar, ppm, ppb, ppt y la función "p".

## 1. Conceptos Fundamentales

### 1.1. Masa atómica

Internacionalmente, la masa atómica (algunas veces conocida como *peso atómico*) se define como la masa de un átomo expresada en unidades de masa atómica (uma)<sup>1</sup>. Una unidad de masa atómica equivale a una masa exactamente igual a un doceavo de la masa de un átomo de carbono-12 (<sup>12</sup>C). El <sup>12</sup>C es el isótopo del carbono que tiene seis protones y seis neutrones. Al fijar la masa del <sup>12</sup>C como 12 uma, se tiene el átomo que se utiliza como referencia para medir la masa atómica de los demás elementos.

Por ejemplo, ciertos experimentos han demostrado que, en promedio, un átomo de hidrógeno tiene sólo 8.400% de la masa del átomo de <sup>12</sup>C. De modo que si la masa de un átomo de <sup>12</sup>C es exactamente 12 uma, la masa atómica del hidrógeno debe ser 0.084 x 12.00 uma, es decir, 1.008 uma. Con cálculos semejantes, se demuestra que la masa atómica del oxígeno es 16.00 uma y que la del hierro es 55.85 uma.

### 1.2. Masa Molecular

La masa molecular (algunas veces denominada *peso molecular*) es la suma de las masas atómicas (en uma) en una molécula. Es posible calcular la masa de las moléculas si se conocen las masas atómicas de los átomos que las forman. Por ejemplo, la masa molecular del H<sub>2</sub>S es:

---

<sup>1</sup> El término recomendado actualmente es *unidad unificada de masa atómica (u)*.

$$2(\text{masa atómica del H}) + \text{masa atómica del S} = \text{masa molecular del H}_2\text{S}$$

Lo cual expresado en términos de una sería:

$$2(1.008 \text{ uma}) + 32.00 \text{ uma} = 34.02 \text{ uma}$$

En general, es necesario multiplicar la masa atómica de cada elemento por el número de átomos de ese elemento presente en la molécula y sumar todos los elementos. Es la masa promedio de una molécula expresada en uma.

### 1.3. Masa Fórmula

Concepto aplicable a compuestos iónicos. Resulta de la suma de las masas atómicas (en uma) en una fórmula unitaria de un compuesto iónico (denominada también como *peso fórmula*). Así la masa fórmula del NaCl será:

$$\text{Masa fórmula de NaCl} = 22.99 \text{ uma} + 35.45 \text{ uma} = 58.44 \text{ uma}$$

La diferencia fundamental entre masa molecular y masa fórmula radica en la naturaleza de la especie química, esto es, si el compuesto al disolverse en agua no forma especies iónicas, como es el caso de la sacarosa en agua ( $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ ), se tiene que calcular la masa molecular, ya que las especies se mantienen como moléculas en la solución. Si por el contrario, al disolver el compuesto se generan especies iónicas como en la disolución de sal (NaCl) en agua, se habla del concepto de masa fórmula, ya que químicamente en la disolución de sal, la especie NaCl deja de existir para dar paso a las especies  $\text{Na}^+$  y  $\text{Cl}^-$ .

### 1.4. Mol

Según el Sistema Internacional (SI), es la unidad para la cantidad de una especie química. Así, un mol de una sustancia contiene tantas entidades elementales (átomos, moléculas u otras partículas) como átomos hay exactamente en 12 g del isótopo de  $^{12}\text{C}$ .

El número real de átomos en 12 g de  $^{12}\text{C}$  se determina experimentalmente. Este número se denomina número de Avogadro ( $N_A$ ), en honor del científico italiano Amadeo Avogadro. El valor comúnmente aceptado es:

$$N_A = 6.0221367 \times 10^{23}$$

Así como un par indica dos unidades, una docena se refiere a doce unidades, un mol es la cantidad que indica  $6.023 \times 10^{23}$  unidades.

## 1.5. Disolución

Una disolución es una mezcla homogénea de dos o más sustancias. El soluto es la sustancia presente en menor cantidad, y el disolvente es la sustancia que está en mayor cantidad.

Si bien una disolución puede ser gaseosa (como el aire, **Tabla 1**), sólida (como una aleación, **Tabla 2**) o líquida (agua de mar, **Tabla 3**), en ésta asignatura se considerarán únicamente las disoluciones acuosas, en las que el soluto inicialmente es un líquido o un sólido y el disolvente es agua.

**Tabla 1. Composición de la atmósfera (aire) libre de vapor de agua, en volumen.**

Gas	Volumen (%)	Gas	Volumen (%)
Nitrógeno (N <sub>2</sub> )	78,084	Hidrógeno (H <sub>2</sub> )	0,000055
Oxígeno (O <sub>2</sub> )	20,946	Óxido nitroso (N <sub>2</sub> O)	0,00003
Argón (Ar)	0,9340	Monóxido de carbono (CO)	0,00001
Dióxido de carbono (CO <sub>2</sub> )	0,035	Xenón (Xe)	0,000009
Neón (Ne)	0,001818	Ozono (O <sub>3</sub> )	0 a 7×10 <sup>-6</sup>
Helio (He)	0,000524	Dióxido de nitrógeno (NO <sub>2</sub> )	0,000002
Metano (CH <sub>4</sub> )	0,000179	Yodo (I <sub>2</sub> )	0,000001
Kriptón (Kr)	0,000114	Amoníaco (NH <sub>3</sub> )	Trazas
Vapor de agua (H <sub>2</sub> O)	~0,40% en capas altas de la atmósfera; normalmente 1 a 4% en la superficie.		

Fuente: *Ace.mmu.ac.uk. (Atmosphere, climate and environment, 2010)*

**Tabla 2. Tipos de aleaciones metálicas.**

Aleación	Rangos de Composición en %
Acero	C (0,008-1,7), Fe (98,3-99,9)
Alpaca	Zn (8-12), Ni (15-26), Cu (6), Fe (44-71)
Bronce	Sn (3-20), Cu (80-97)
Constantán	Cu (55), Ni (45)
Oro blanco	Au (75), Pd (16), Ag (9)
Peltre	Sn (74-89), Cu (0-4), Sb (0-7,6), Pb (0-20)
Latón	Cu (68,5-71,5), Zn (28,5-31,5)
Nicrom	Ni (80), Cr (20)

Fuente: <http://www.slideshare.net/OzkarAvilaBlanquicett/aleaciones-metalica>

Tabla 3. Composición química promedio del agua de mar.

Elemento	ppm	Elemento	ppm
Sodio Na	883.000	Arsénico As	0,0026
Cloruro Cl <sup>-</sup>	10.800	Oro Au	0,000011
Magnesio Mg	19.400	Plata Ag	0,00028
Sulfato SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	2.710	Praseodimio Pr	0,00000064
Potasio K	904	Estaño Sn	0,00081
Calcio Ca	392	Antimonio Sb	0,00033
Bromuro Br	67,3	Litio Li	0,170

Fuente: Turekian, Karl K, Océanos. 1968. Prentice-Hall

## 1.6. Electrólitos

Todos los solutos que se disuelven en agua se agrupan en dos categorías: *electrólitos* y *no electrólitos*. Un *electrólito* es una sustancia que, cuando se disuelve en agua, forma una disolución que conduce la electricidad. Un *no electrólito* no conduce la corriente eléctrica cuando se disuelve en agua.

Un electrolito produce iones en disolución. Según su comportamiento pueden ser: *fuertes* cuando su disociación es completa, *débiles* cuando disociación es parcial. En la **Tabla 4**, se presenta una clasificación de algunos solutos según su naturaleza como electrólitos o no.

Tabla 4. Tipos de Electrólitos<sup>2</sup>.

Electrólito Fuerte	Electrólito Débil	No Electrólito
HCl	CH <sub>3</sub> COOH	(NH <sub>2</sub> )CO urea
HNO <sub>3</sub>	HF	CH <sub>3</sub> OH metanol
HClO <sub>4</sub>	HNO <sub>2</sub>	C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OH etanol
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	NH <sub>3</sub>	C <sub>6</sub> H <sub>12</sub> O <sub>6</sub> glucosa
NaOH	H <sub>2</sub> O	C <sub>12</sub> H <sub>22</sub> O <sub>11</sub> sacarosa
Ba(OH) <sub>2</sub>		CCl <sub>4</sub> tetracloruro de carbono
Compuestos iónicos		CS <sub>2</sub> disulfuro de carbono

<sup>2</sup> Una definición con mayor propiedad sobre la fuerza de solutos en disolución acuosa, se verá en el capítulo de equilibrio químico y constantes de disociación.

Una característica de los electrolitos fuertes es que en disolución el soluto se disocia totalmente (100%) en sus iones, esto es la separación del compuesto en cationes y aniones<sup>3</sup>. Por lo tanto, la disociación del cloruro de potasio en agua se puede representar como:



R - 1

La **reacción 1**, establece que todo el cloruro de potasio que entra a la disolución se convierte en iones  $K^+$  y  $Cl^-$ , dejando de existir moléculas de KCl sin disociar en la disolución.

El fenómeno de disolución se debe esencialmente a la acción del disolvente. El agua tiene una gran capacidad para disolver sustancias iónicas y polares debido a su *elevada constante dieléctrica*, su *polaridad* y su capacidad para formar *puentes de hidrógeno*.

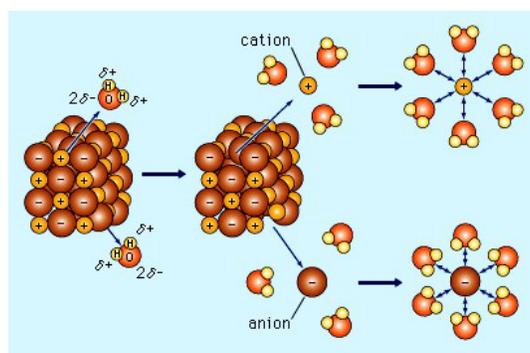


Figura 1. Efecto del disolvente en la disolución de NaCl.

Los iones hidratados tienen un cierto número de moléculas de agua unidas a ellos. Alrededor de la *capa de hidratación* se encuentra una región de agua parcialmente ordenada que da paso al agua pura.

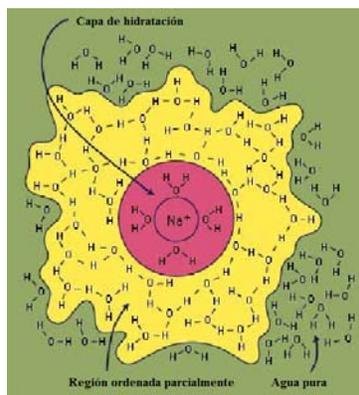


Figura 2. Disposición de las moléculas de agua alrededor de iones de soluto en disolución.

<sup>3</sup> Catión: especie química cargada positivamente, Anión: especie química cargada negativamente.

## 1.7. Concentración de las Disoluciones

La concentración de una disolución es la cantidad de soluto presente en una cantidad dada de disolvente o de disolución. Los químicos utilizan varias unidades de concentración diferentes; cada una de ellas tiene ciertas ventajas, así como algunas limitaciones. Se examinarán las unidades de concentración más comunes.

### 1.7.1. Porcentaje en Masa (% p/p, % v/v, %p/v)

Una de las formas en que los químicos expresan las concentraciones de las disoluciones es en porcentajes (partes por cien). Las tres variantes de esta expresión son<sup>4</sup>:

$$\text{Porcentaje en peso (p/p)} = \frac{\text{peso de soluto}}{\text{peso de disolución}} \times 100\% \quad \text{E - 1}$$

$$\text{Porcentaje en volumen (v/v)} = \frac{\text{volumen de soluto}}{\text{volumen de disolución}} \times 100\% \quad \text{E - 2}$$

$$\text{Porcentaje en peso/volumen (p/v)} = \frac{\text{peso de soluto (g)}}{\text{volumen de disolución (mL)}} \times 100\% \quad \text{E - 3}$$

Se debe resaltar que: a) el denominador en cada una de las expresiones se refiere a la disolución y no así al disolvente, b) las dos primeras expresiones no dependen de las unidades empleadas (la única condición es que haya coherencia entre numerador y denominador) y c) en la tercera relación, es necesario definir las unidades ya que numerador y denominador poseen unidades diferentes y no se anulan.

Tabla 5. Concentraciones y densidades relativas de ácidos y bases concentrados comerciales.

Reactivo	Concentración, %p/p	Densidad Relativa
Ácido acético	99.7	1.05
Amoníaco	29.0	0.90
Ácido Clorhídrico	37.2	1.19
Ácido Fluorhídrico	49.5	1.15
Ácido Nítrico	70.5	1.42
Ácido Perclórico	71.0	1.67
Ácido Fosfórico	86.0	1.71
Ácido Sulfúrico	96.5	1.84

<sup>4</sup> De las tres variantes de porcentaje en masa, sólo el %p/p es independiente de la temperatura.

De las tres relaciones, el porcentaje en peso se emplea con mayor frecuencia para expresar la concentración de reactivos acuosos comerciales. Así, el ácido clorhídrico se vende en disolución al 37,2%, esto significa que el reactivo ácido contiene 37,2 g de HCl por cada 100 g de disolución. Otros ejemplos de reactivos comerciales se presentan en la **Tabla 5**.

### 1.7.2. Fracción Molar ( $X_s, X_d$ )

La fracción molar es una cantidad adimensional (no tiene unidades) que expresa la relación del número de moles de un componente con el número de moles de todos los componentes presentes. En general, la fracción molar del componente i en una mezcla (solución) está dado por:

$$X_i = \frac{n_i}{n_t} \quad \text{E - 4}$$

donde  $n_i$  y  $n_t$  son el número de moles del componente i y el número total de moles presentes, respectivamente.

Así en una disolución, se tendrá la posibilidad de determinar la fracción molar del soluto ( $X_s$ ):

$$X_s = \frac{n_s}{(n_s+n_d)} \quad \text{E - 5}$$

Y la fracción molar del disolvente ( $X_d$ ):

$$X_d = \frac{n_d}{(n_s+n_d)} \quad \text{E - 6}$$

Donde  $n_s$  y  $n_d$  son los moles de soluto y disolvente respectivamente.

Finalmente, se cumplirá que:

$$\sum X_i = 1 \quad \text{E - 7}$$

### 1.7.3. Densidad y Densidad Relativa

La densidad de una sustancia se define como su masa por unidad de volumen, se expresa en kg/L ó g/mL. La densidad relativa es adimensional y es la relación de la masa de una sustancia con respecto a la masa de un volumen igual de agua, siendo empleada en la caracterización de diferentes reactivos comerciales (**Tabla 2**). Debido a que la densidad del agua está próxima de 1 g/mL, la densidad y la densidad relativa se emplean de modo indistinto.

### 1.7.4. Molaridad de Equilibrio (M)

Expresa la concentración molar de una especie particular en una solución, cuando dicha especie está en equilibrio. Para determinar la molaridad de las especies, es necesario conocer el comportamiento del soluto cuando se disuelve en un solvente.

$$\text{Molaridad} = M = \frac{\text{moles de soluto}}{1 \text{ L de solución}} \quad \text{E - 8}$$

Por ejemplo, la molaridad de las especies de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  en una solución de concentración analítica igual a 1.0 M es 0.0 M, porque el ácido sulfúrico se ha disociado por completo en una mezcla de iones  $\text{H}_3\text{O}^+$ ,  $\text{HSO}_4^-$  y  $\text{SO}_4^{2-}$  (véase reacciones 2 y 3).



En esta solución prácticamente no existen moléculas de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  como tal (reacción total o irreversible). Las concentraciones de equilibrio y por tanto la molaridad de todas las especies iónicas son:

$$\begin{aligned} [\text{H}_2\text{SO}_4] &= 0.00 \text{ M} & [\text{H}_3\text{O}^+] &= 1.01 \text{ M} \\ [\text{HSO}_4^-] &= 0.99 \text{ M} & [\text{SO}_4^{2-}] &= 0.01 \text{ M} \end{aligned}$$

Por lo cual, la concentración molar de equilibrio de cualquier especie química, será representada por la fórmula química de la especie entre dos corchetes.

### 1.7.5. Molaridad Analítica ó Formalidad (F)

Expresa el número total de moles de un soluto en 1 L de solución ó alternativamente el número total de milimoles en 1 mL de solución.

$$\text{Formalidad} = F = \frac{\text{moles de soluto}}{1 \text{ L de solución}} \quad \text{E - 9}$$

### 1.7.6. Diferencia entre Molaridad y Formalidad

Tanto la molaridad como la formalidad expresan concentraciones en moles de soluto por litro de solución. Hay sin embargo, una sutil diferencia entre molaridad y formalidad. La molaridad es la concentración de una especie química en particular. La formalidad, por otro lado, es la concentración total de una sustancia sin considerar su específica forma química.

No hay diferencia entre la molaridad y formalidad de un compuesto si éste se disuelve sin disociarse o formar iones; así por ejemplo, la concentración formal de una solución de glucosa, es la misma que su concentración molar.

Para un compuesto que se ioniza en solución tal como  $\text{CaCl}_2$ , la molaridad y la formalidad son diferentes. Disolviendo 0.1 moles de  $\text{CaCl}_2$  en 1 L de agua, se obtiene una solución que contiene 0.1 moles de  $\text{Ca}^{2+}$  y 0.2 moles de  $\text{Cl}^-$ . Por lo tanto la molaridad del  $\text{CaCl}_2$  es cero, puesto que esencialmente ya no existe  $\text{CaCl}_2$ . En su lugar la solución ahora es 0.1 M en  $\text{Ca}^{2+}$  y 0.2 M en  $\text{Cl}^-$ . Sin embargo la formalidad del  $\text{CaCl}_2$  es 0.1 F, puesto que representa la cantidad total de  $\text{CaCl}_2$  en solución.

Cuando decimos que se tiene una solución de  $\text{CaCl}_2$  0,1 M, entendemos que esta solución está constituida por iones  $\text{Ca}^+$  y  $\text{Cl}^-$ .

La unidad de formalidad se emplea sólo cuando se requiere una descripción química más clara de la solución.

### 1.7.7. Molalidad (m)

La molalidad es el número de moles de soluto disueltos en 1 kg (1000 g) de un disolvente, es decir:

$$\text{Molalidad} = m = \frac{\text{moles de soluto}}{1 \text{ kg de solvente}} \quad \text{E - 10}$$

Por ejemplo, para preparar una disolución acuosa de sulfato de sodio ( $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ) 1 molal o 1 m, es necesario disolver 1 mol (142.0 g) de la sustancia en 1 000 g (1 kg) de agua. Dependiendo de la naturaleza de la interacción soluto-disolvente, el volumen final de la disolución será mayor o menor que 1 000 mL. También es posible, aunque poco probable, que el volumen final sea igual a 1000 mL.

### 1.7.8. Diferencia entre Molaridad (M) y Molalidad (m)

La molalidad (m) se utiliza en cálculos termodinámicos, donde se requiere una unidad de concentración independiente de la temperatura.

La molaridad (M) se basa en el volumen de solución que contiene el soluto. Dado que la densidad es una propiedad que depende tanto de la temperatura como del volumen de la solución, la concentración molar, cambia con la temperatura.

Empleando la masa del disolvente en lugar del volumen de la solución, la concentración resultante se vuelve independiente de la temperatura.

### 1.7.9. Normalidad (N)

Definida como el número de equivalentes – gramo de soluto por litro de solución, es decir:

$$\text{Normalidad} = N = \frac{\text{Eq-g de soluto}}{1 \text{ L de solución}} \quad \text{E - 11}$$

La normalidad es una unidad de concentración que ya no es de uso común. Es necesario entender su significado debido a que se la encuentra en los antiguos manuales de análisis.

### 1.7.10. Notación Científica

Los químicos frecuentemente trabajan con cantidades que son muy grandes o muy pequeñas. Así un mol contiene 602 213 670 000 000 000 000 000 partículas y algunas técnicas analíticas pueden detectar cantidades tan pequeñas como 0.000 000 000 000 001 g de un compuesto. Por simplicidad, expresamos estas mediciones utilizando la notación científica, por lo que un mol contiene  $6.0221367 \times 10^{23}$  partículas y la masa detectada es  $1 \times 10^{-15}$  g. A veces es preferible expresar las mediciones sin el término exponencial, reemplazándolo con un prefijo (Tabla 6). Una masa de  $1 \times 10^{-15}$  g por ejemplo, es lo mismo que 1 fg (femtogramo).

Tabla 6. Prefijos comunes empleados en notación científica.

Prefijo	Símbolo	Factor	Prefijo	Símbolo	Factor	Prefijo	Símbolo	Factor
yota	Y	$10^{24}$	kilo	k	$10^3$	micro	$\mu$	$10^{-6}$
zeta	Z	$10^{21}$	hecto	h	$10^2$	nano	n	$10^{-9}$
eta	E	$10^{18}$	deca	da	$10^1$	pico	p	$10^{-12}$
peta	P	$10^{15}$	-	-	$10^0$	femto	f	$10^{-15}$
tera	T	$10^{12}$	deci	d	$10^{-1}$	ato	a	$10^{-18}$
giga	G	$10^9$	centi	c	$10^{-2}$	zepto	z	$10^{-21}$
mega	M	$10^6$	mili	m	$10^{-3}$	yocto	y	$10^{-24}$

<http://physics.nist.gov/cuu/Units/prefixes.html>

### 1.7.11. Partes por millón (ppm), billón (ppb) y trillón (ppt)<sup>5</sup>

Para expresar la concentración de soluciones muy diluidas, se emplea la unidad de partes por millón:

$$C (\text{ppm}) = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa de solución}} \times 10^6 \quad \text{E - 12}$$

Para soluciones mucho más diluidas, se emplea la unidad de partes por billón:

$$C (\text{ppb}) = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa de solución}} \times 10^9 \quad \text{E - 13}$$

Para soluciones aún muy diluidas, la unidad empleada es de partes por trillón:

$$C (\text{ppt}) = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa de solución}} \times 10^{12} \quad \text{E - 14}$$

Así las unidades de ppm, ppb y ppt son razones de masa o volumen de soluto a respectivamente: un millón, un billón o un trillón de masa o volumen de muestra. En la **Tabla 7** se presentan las unidades más comunes para la expresión de estas concentraciones.

**Tabla 7. Unidades de concentración más comunes para ppm, ppb y ppt.**

Nombre	Abreviatura	Peso	Peso-Volumen	Volumen
Partes por millón	ppm	μg/g mg/kg	μg/mL mg/L	nL/mL μL/L
Partes por billón	ppb	ng/g μg/kg	ng/mL μg/L	pL/mL nL/L
Partes por trillón	ppt	pg/g ng/kg	pg/mL ng/L	pL/L

Para comprender plenamente el significado del empleo de estas unidades de concentración en muestras sólidas o líquidas, debemos definir los conceptos de muestra, analito y matriz analítica.

**Muestra:** Porción de materia (sólida, líquida, gaseosa) sometida a análisis.

**Analito:** En química analítica un analito es la especie química (elemento, compuesto o ion) de interés analítico de una muestra. Son especies químicas cuya presencia o concentración se desea conocer.

**Matriz Analítica:** La matriz de la muestra será el conjunto de todas aquellas especies químicas que acompañan al analito en la muestra.

<sup>5</sup> Si bien las unidades ppm, ppb y ppt son empleadas comúnmente en los laboratorios analíticos, para la publicación en revistas científicas, las mismas no son válidas. En tal caso, se deben expresar los valores como mg/kg, mg/L, μg/kg, μg/L ó ng/kg, ng/L ó sus equivalencias.

### 1.7.12. Preparación de soluciones de bajas concentraciones

Para esquematizar estas unidades de concentración, aplicables y difundidas ampliamente por los laboratorios de ensayos químicos, veremos la forma de preparar soluciones estándar de 1000 ppm de concentración.

Las pautas del procedimiento en laboratorio serán seguramente vistas con mayor detalle en otras asignaturas, por lo que aquí sólo veremos los aspectos generales, enfocándonos en los cálculos que se deben realizar al momento de determinar la cantidad de sustancia que se debe disolver, para obtener la concentración esperada.

#### 1.7.12.1. Preparación de una solución de 1000 ppm

##### 1) A partir del metal puro:

Pesar exactamente 1,00 g de metal, disolver en HCl ó HNO<sub>3</sub> 1:1 y llevar a volumen en matraz aforado empleando agua desionizada.

##### 2) A partir de la sal del metal:

Por ejemplo para preparar 1000 ppm de solución estándar de Na a partir de NaCl,

En un mol de NaCl cuyo M= 58.44 g se tiene un mol de Na ó 23 g de Na.

Preparar 1000 ppm de Na =  $\frac{1000 \text{ mg Na}}{\text{L solución}} = \frac{1 \text{ g Na}}{\text{L solución}}$ , entonces:

$$\frac{1 \text{ g Na}}{\text{L solución}} \times \frac{58.44 \text{ g NaCl}}{23 \text{ g Na}} = 2.542 \text{ g NaCl}$$

Entonces, se deben disolver 2.542 g de NaCl en 1 L de agua desionizada y se obtendrá una solución estándar con 1000 ppm de Na.

##### 3) A partir de una radical ácido de la sal:

Por ejemplo, preparar 1000 ppm de una solución estándar de fosfato a partir de la sal KH<sub>2</sub>PO<sub>4</sub>,

En un mol de KH<sub>2</sub>PO<sub>4</sub> cuyo M= 136.09 g se tiene un mol de PO<sub>4</sub><sup>3-</sup> ó 95 g de PO<sub>4</sub><sup>3-</sup>.

Preparar 1000 ppm de PO<sub>4</sub><sup>3-</sup> =  $\frac{1000 \text{ mg PO}_4^{3-}}{\text{L solución}} = \frac{1 \text{ g PO}_4^{3-}}{\text{L solución}}$ , entonces:

$$\frac{1 \text{ g PO}_4^{3-}}{\text{L solución}} \times \frac{136.09 \text{ g KH}_2\text{PO}_4}{95 \text{ g PO}_4^{3-}} = 1.432 \text{ g KH}_2\text{PO}_4$$

Entonces, se deben disolver 1.432 g de  $KH_2PO_4$  en 1 L de agua desionizada y se obtendrá una solución estándar con 1000 ppm de  $PO_4^{3-}$ .

### 1.7.13. Funciones p (pX)

En ocasiones es incómodo emplear las anteriores unidades de concentración. Así los científicos prefieren expresar la concentración de una especie en términos de su *función p* o *valor p*. El valor p es el logaritmo negativo (base 10) de la concentración molar de esa especie. Así para la especie X se tendrá:

$$pX = -\log [X] \quad \text{E - 15}$$

Empleando esta relación, los valores de p ofrecen la ventaja de que las concentraciones que varían en 10 o más órdenes de magnitud, se expresan como números positivos pequeños.

Ej-1) Determinar el pLi en agua de mar empleando los datos de la Tabla 3.

El agua de mar tiene una concentración de 0.170 ppm de Li, para determinar el pLi, se debe tener la concentración expresada en mol/L, esto es:

$$0.170 \text{ ppm Li} = \frac{0.170 \text{ mg Li}}{\text{L solución}} \times \frac{1 \text{ g Li}}{10^3 \text{ mg Li}} \times \frac{1 \text{ mol Li}}{6.941 \text{ g Li}} = 2.45 \times 10^{-5} \text{ M}$$

$$pLi = -\log[Li] \quad \Leftrightarrow \quad pLi = -\log[2.45 \times 10^{-5}] \quad \Leftrightarrow \quad pLi = 4.61$$

## 1.8. Ejercicios

- Calcular el número de milimoles de soluto en:
  - 2.00 L de  $KMnO_4$   $3.25 \times 10^{-3}$  M
  - 750 mL de  $KSCN$  0.0555 M
  - 250 mL de una solución de  $CuSO_4$  de concentración 5.41 ppm
  - 3.50 L de  $KCl$  0.333 M
- Calcule el valor "p" para cada uno de los iones indicados en los siguientes incisos:
  - $Na^+$ ,  $Cl^-$  y  $OH^-$  en una solución de  $NaCl$  0.035 M y  $NaOH$  0.0503 M
  - $Ba^{2+}$ ,  $Mn^{2+}$  y  $Cl^-$  en una solución de  $BaCl_2$   $7.65 \times 10^{-3}$  M y  $MnCl_2$  1.54 M
  - $H^+$ ,  $Cl^-$  y  $Zn^{2+}$  en una solución que es 0.600 M en  $HCl$  y 0.101 M en  $ZnCl_2$
  - $Cu^{2+}$ ,  $Zn^{2+}$  y  $NO_3^-$  en una solución que es  $4.78 \times 10^{-2}$  M en  $Cu(NO_3)_2$  y 0.104 M en  $Zn(NO_3)_2$
  - $K^+$ ,  $OH^-$  y  $Fe(CN)_6^{4-}$  en una solución que es  $2.62 \times 10^{-7}$  M en  $K_4Fe(CN)_6$  y  $4.12 \times 10^{-7}$  M en  $KOH$
  - $H^+$ ,  $Ba^{2+}$  y  $ClO_4^-$  en una solución que es  $3.35 \times 10^{-4}$  M en  $Ba(ClO_4)_2$  y  $6.75 \times 10^{-4}$  M en  $HClO_4$

3. Convierta las siguientes funciones p en concentraciones molares:
- a)  $\text{pH} = 9.67$       b)  $\text{pOH} = 0.135$       c)  $\text{pBr} = 0.034$       d)  $\text{pCa} = 12.35$   
e)  $\text{pLi} = -0.221$       f)  $\text{pNO}_3 = 7.77$       g)  $\text{pMn} = 0.0025$       h)  $\text{pCl} = 1.020$
4. El agua de mar contiene una concentración media de  $1.08 \times 10^3$  ppm de  $\text{Na}^+$  y 270 ppm de  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  
Calcular:
- a) Las concentraciones molares de  $\text{Na}^+$  y  $\text{SO}_4^{2-}$  tomando la densidad promedio del agua de mar como 1.02 g/mL.  
b) El pNa y pSO<sub>4</sub> del agua de mar.
5. Aproximadamente, el suero sanguíneo humano contiene 18 mg de  $\text{K}^+$  y 365 mg de  $\text{Cl}^-$  por cada mL. Calcular:
- a) La concentración molar de cada una de estas especies; utilice 1.00g/mL como densidad del suero.  
b) El pK y pCl del suero humano
6. Se prepara una solución disolviendo 1210 mg de  $\text{K}_3\text{Fe}(\text{CN})_6$  (329.2 g/mol) en agua suficiente para obtener 775 mL. Calcule:
- a) La concentración molar analítica de  $\text{K}_3\text{Fe}(\text{CN})_6$ .  
b) La concentración molar de  $\text{K}^+$ .  
c) La concentración molar de  $\text{Fe}(\text{CN})_6^{3-}$ .  
d) El porcentaje peso/volumen de  $\text{K}_3\text{Fe}(\text{CN})_6$ .  
e) Los milimoles de  $\text{K}^+$  en 50.0 mL de esta solución.  
f) Las partes por millón de  $\text{Fe}(\text{CN})_6$ .  
g) El pK de la solución.  
h) El pFe(CN)<sub>6</sub> de la solución.
7. Describa la preparación de:
- a) 2.50 L de solución acuosa de glicerol ( $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$ , 92.1 g/mol) al 21.0% (p/v).  
b) 2.50 kg de solución acuosa de glicerol al 21% (p/p).  
c) 2.50 L de solución acuosa de glicerol al 21% (v/v).
8. Describa la preparación de 750 mL de  $\text{H}_3\text{PO}_4$  6.00 M a partir del reactivo comercial que contiene  $\text{H}_3\text{PO}_4$  al 86% (p/p) con una densidad relativa de 1.71.
9. Describa la preparación de 900 mL de  $\text{HNO}_3$  3.00M a partir del reactivo comercial que contiene 705% (p/p) de  $\text{HNO}_3$  con una densidad relativa de 1.42.
10. Describa la preparación de:

- a) 500 mL de  $\text{AgNO}_3$  0.0750 M a partir del reactivo sólido.
  - b) 1.00 L de  $\text{HCl}$  0.285 M utilizando una disolución 6.00 M del reactivo.
  - c) 400 mL de una disolución que es 0.0810 en  $\text{K}^+$  a partir de  $\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6$  sólido.
  - d) 600 mL de solución acuosa de  $\text{BaCl}_2$  al 3% (p/v) a partir de una disolución de  $\text{BaCl}_2$  0.400 M.
  - e) 2.00 L de  $\text{HClO}_4$  0.120 M a partir del reactivo comercial,  $\text{HClO}_4$  al 71% (p/p), densidad relativa 1.67.
  - f) 9.00 L de una disolución que es 60 ppm en  $\text{Na}^+$  a partir de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ .
11. Describa la preparación de:
- a) 5.00 L de  $\text{KMnO}_4$  0.0500 M a partir del reactivo sólido.
  - b) 4.00 L de  $\text{HClO}_4$  a 0.250 M partir de una disolución 8.00 M del reactivo.
  - c) 200 mL de una solución que es 0.0250 M en  $\text{I}^-$ , empezando con  $\text{MgI}_2$ .
  - d) 200 mL de una solución acuosa de  $\text{CuSO}_4$  al 1.00% (p/v), a partir de una disolución de  $\text{CuSO}_4$  0.365 M.
  - e) 1.50 L de  $\text{NaOH}$  0.215 M a partir del reactivo comercial concentrado,  $\text{NaOH}$  al 50% (p/p), con densidad relativa 1.525.
  - f) 1.50 L de una solución que es 12.0 ppm en  $\text{K}^+$  a partir de  $\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6$ .
12. ¿Cuál es la masa de  $\text{La}(\text{IO}_3)_3$  (663.6 g/mol) sólido que se forma cuando se mezclan 50.0 mL de  $\text{La}^{3+}$  0.250 M con 75.0 mL de  $\text{IO}_3^-$  0.302 M?
13. ¿Qué cantidad de  $\text{PbCl}_2$  sólido (278.0 g/mol) se forma cuando se mezclan 200 mL de  $\text{Pb}^{2+}$  0.125 M con 400 mL de  $\text{Cl}^-$  0.175 M?
14. ¿Qué volumen de  $\text{AgNO}_3$  0.01000 M se requeriría para precipitar todo el  $\text{I}^-$  en 200.0 mL de una solución que contenga 24.32 ppm de  $\text{KI}$ ?
15. Se mezclan exactamente 750.0 mL de una disolución que contiene 480.4 ppm de  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$  con 200.0 mL de una solución que es 0.03090 M en  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ .
- a) ¿Cuál es la masa de  $\text{BaSO}_4$  formada?
  - b) ¿Cuál es la molaridad del reactivo que no reacciona [ $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  ó  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ ]
16. Expresar las concentraciones de Au, Ag, As, Sb, Pr y Sn en agua de mar en unidades de M, %, ppb y ppt empleando los datos de la Tabla 3.
17. Considerando los datos de la Tabla 1, expresar las concentraciones de todos los gases presentes en aire en unidades de ppm, ppb y ppt.