AREA 5

CALCULOS BASICOS EN FARMACIA HOSPITALARIA

Velasco del Castillo, J.J.
Gaínza Artázcoz, C.
Genua Goena, E.

5

Area 5. Cálculos básicos en farmacia hospitalaria

1. INTRODUCCION

Con frecuencia necesitamos hacer **cálculos** relacionados con distintas actividades de la Farmacia Hospitalaria. Así, por ejemplo:

- En la elaboración de fórmulas es necesario calcular las cantidades de medicamentos, disolventes, excipientes, etc.
- En la dispensación de medicamentos necesitamos calcular el número de dosis que debemos dispensar para un paciente, para un tiempo determinado, según el régimen prescrito, o la cantidad total de fármaco a dispensar, etc.
- En la elaboración de mezclas intravenosas y nutrición parenteral necesitamos calcular las cantidades de fármacos, nutrientes y soluciones que deben mezclarse según la preparación que deba realizarse.
- La información que proporcionamos a profesionales de otros servicios del hospital implica también con frecuencia la necesidad de realizar cálculos de cantidades, dosis, número de unidades, concentraciones, etc.
- En la gestión de medicamentos, necesitamos calcular precios de medicamentos, precio por unidad, porcentajes, cantidades, gasto por paciente, etc.

Es evidente que las actividades que realiza un servicio farmacéutico hospitalario, así como el grado de desarrollo que alcanzan, dependen de numerosos factores relacionados con el propio servicio (personal, medios materiales, formación, etc.) y con el entorno (tipo y características del hospital). En este sentido, pueden ser variables de un centro a otro, las funciones o las actividades que desarrolla el **Auxiliar de Farmacia Hospitalaria** y por tanto, la necesidad de realizar determinados cálculos. Sin embargo, son siempre necesarios los cálculos relacionados con las actividades básicas del servicio (dispensación, elaboración, adquisición, etc.).

Para la realización de la mayoría de estos cálculos se requieren conocimientos básicos de matemáticas, que a veces se olvidan si no se utilizan de manera rutinaria.

Por otra parte, es importante asegurarse de la corrección de los cálculos en farmacia, con el fin de evitar errores que puedan tener consecuencias graves para los pacientes (por ejemplo, errores de dosificación). Por todo ello, pretendemos describir en este capítulo los cálculos que más frecuentemente pueden presentarse en nuestro trabajo, incluyendo ejemplos prácticos que nos familiaricen con los mismos.

2. FUNDAMENTOS DE LOS CALCULOS

Para tratar a un enfermo con la dosis correcta de un medicamento es necesario disponer de un sistema exacto de medidas. A lo largo de la historia se han utilizado diferentes unidades y sistemas de unidades, pero en la actualidad se están unificando los criterios gracias a que las normas promulgadas por algunas organizaciones internacionales han sido universalmente reconocidas y adoptadas. Así, en la undécima Conferencia Internacional de Pesas y Medidas que tuvo lugar en 1960, fue aprobado el **Sistema Internacional de Unidades,** que se simboliza por SI en todos los idiomas. De este sistema de unidades, recomendado por científicos de todo el mundo, puede decirse que ya ha sido universalmente aceptado. En la tabla 1 se expresan las **magnitudes, las unidades y símbolos** fundamentales del SI. Sobre los nombres y símbolos de las unidades se han establecido las siguientes normas:

- Los nombres de las unidades se escriben con minúscula. Por ejemplo: gramo, litro, kilo, etc.
- Cada unidad tiene un símbolo y no debe utilizarse otro.
- Los símbolos se escriben sin punto final. Por ejemplo: g, l, kg...
- Los símbolos de las unidades cuyo nombre proviene de un nombre propio son mayúsculas; cuando no es así, son minúsculas.

Tabla 1. Magnitudes y unidades fundamentales del Sistema Internacional de Unidades

Magnitud	*Unidad*	
	Nombre	*Símbolo*
Longitud	metro	m
Tiempo	segundo	s
Masa	kilogramo	kg
Intensidad de corriente	ampere	A
Temperatura	kelvin	K
Cantidad de sustancia	mol	mol
Intensidad luminosa	candela	cd

Para expresar cantidades y hacer cálculos empleamos los **números.** ¿Qué es un número? Un número es la cantidad total de unidades. Por ejemplo, 3, 6 ó 29 son números que expresan tres veces, seis veces o veintinueve veces la unidad (uno).

El llamado sistema "arábigo" sólo tiene diez cifras, que son un cero (0) y nueve dígitos (1, 2, 3, 4, 5, 6, 7, 8 y 9), con las que se puede expresar cualquier número. En un número compuesto por varias cifras el valor que se adjudica o que representa cada una de ellas depende de la posición que ocupa en la fila formada por las mismas. Un número puede incluir un signo decimal (coma). El primer dígito a la izquierda de la coma expresa la cantidad de unidades que representa. Conforme avanzamos hacia la izquierda el valor del dígito se multiplica por diez. Utilizamos un punto para señalar cada tres dígitos el valor incrementado por mil. Por el contrario, conforme avanzamos posiciones hacia la derecha del número el valor es la décima parte del que tenía la cifra en la posición anterior. Esto se refleja en el esquema del sistema decimal representado en la tabla 2. Por tanto, el valor de cualquier número expresado en el sistema decimal equivale a la suma de

Tabla 2. Esquema del Sistema Decimal

* Etc.
*
*
*
* millones
* centenas de miles
* decenas de miles
* miles
* centenas
* decenas
* unidades
*
* décimas
* centésimas
* milésimas
* diezmilésimas
* cienmilésimas
* millonésimas
*
*
*
* Etc.

los valores de sus dígitos determinados por sus posiciones dentro del número. Por ejemplo:

5.083,623 significa:

	5.000,000	5 miles
+	000,000	más 0 cientos
+	80,000	más 8 decenas

+	3,000	más 3 unidades
+	0,600	más 6 décimas
+	0,020	más 2 centésimas
+	0,003	más 3 milésimas

Este sistema decimal de numeración permite realizar fácilmente cálculos aritméticos, por lo que ha sido universalmente aceptado.

El diferente valor que tiene una cifra dependiendo del lugar que ocupa dentro de un número obliga a ordenar o situar correctamente los números a la hora de hacer algunas operaciones aritméticas. Así, para sumar o restar dos números se inicia la operación por la derecha y siempre entre cifras que ocupen el mismo lugar. Por ello, es útil escribir un número debajo de otro haciendo coincidir las unidades de un número con las unidades del otro, las decenas con las decenas, las centenas con las centenas, etcétera. Por ejemplo:

$$\begin{array}{r} 24.325{,}053 \\ -\quad 3.248\phantom{{,}053} \\ \hline 21.077{,}053 \end{array}$$

Cuando pesamos en una balanza debemos fijarnos siempre en el valor que tienen las cifras que aparecen en ella, y dónde está situado el signo decimal, con el fin de no equivocarnos en los cálculos.

Podemos distinguir varias clases de números que utilizamos habitualmente, como son:

– **Enteros:** 1, 2, 3, 549, etc.

– **Fraccionados:** Son partes o fracciones de un número entero. Por ejemplo, 2/7 (dos séptimos). Se expresan por una fracción que tiene un denominador (número que se escribe debajo de la línea de división) que expresa el número de partes en que se divide un todo (la unidad), y un numerador (número que se escribe por encima de la línea de división) y que expresa el número de partes que se toman del total expresado por el denominador. Así, 1/4 representaría una cuarta parte de algo.

El valor de una fracción es el cociente que se obtiene al dividir el numerador entre el denominador. Es importante destacar que cuando tanto el numerador como el denominador de una fracción se multiplican o de dividen por el mismo número, el valor de la fracción no cambia. Por ejemplo:

$$\frac{2}{7} = \frac{2 \times 3}{7 \times 3} = \frac{6}{21}\,;\quad \frac{6}{21} = \frac{6:3}{21:3} = \frac{2}{7}$$

Es preferible expresar las fracciones en su forma más simplificada. Por ejemplo, 3/6 (tres sextos) significan tres partes de seis (la mitad), que puede simplificarse a 1/2 (también la mitad), dividiendo tanto el numerador como el denominador por el mismo número (en este caso, 3), de manera que el resultado final no varía.

– **Decimales:** Se llama "fracción decimal" o simplemente "decimal" a aquella fracción cuyo denominador es 10 ó múltiplo de 10. En una fracción decimal no es necesario escribir el denominador, bastando con escribir el numerador y el signo decimal (la coma) en la posición adecuada. Por ejemplo:

1/10 es uno dividido entre 10, o sea 0,1; de la misma manera 45/100 es 0,45 y 65/1000 es 0,065. Aunque el denominador no sea 10 se puede expresar cualquier fracción en forma decimal simplemente dividiendo el numerador entre el denominador. Así, 1/2 es 1 dividido entre 2, es decir 0,5.

En relación con los números decimales y con el fin de evitar errores es preciso tener en cuenta lo siguiente:

• En el ámbito anglosajón se emplea como signo decimal el punto, en vez de la coma; y para señalar los miles emplean la coma en vez del punto que empleamos nosotros. Así, el número 10,000 sería diez mil para ellos y diez para nosotros; y a la inversa el número 10.000.

• Es preferible no escribir los números enteros como decimales. Así, por ejemplo, se recomienda escribir el número tres como 3 en vez de 3,0, ya que por diversos motivos podría pasar la coma inadvertida e interpretar el número como 30, una cantidad diez veces mayor. Tampoco conviene suprimir el cero inicial al escribir un decimal, ya que también pueden producirse errores. Por ejemplo, si escribimos ,5 en vez de 0,5 puede pasar la coma inadvertida (o el punto en el caso de los anglosajones) e interpretar el número como 5.

Todas las operaciones con números decimales se realizan de la misma manera que en el caso de que fueran números enteros, pero colocando en los resultados el signo decimal en el lugar adecuado.

Del valor de los dígitos en un número en el sistema decimal, se deduce que para multiplicar un número por 10, debe desplazarse la coma un lugar hacia la derecha; para multiplicarlo por 100, dos lugares; y así sucesivamente. Por el contrario, para dividir el número por 10, se desplaza la coma un lugar hacia la izquierda; para dividirlo por 100, dos lugares; y así sucesivamente.

Un decimal puede ser expresado como fracción, escribiendo un numerador y un denominador, y reduciéndola si procede:

$$0{,}125 = 125/1000 = 1/8$$

Una fracción puede convertirse en decimal, dividiendo el numerador por el denominador:

$1/2 = 0{,}5$

$3/8 = 0{,}375$

$1/3 = 0{,}3333...$ (una fracción puede tener infinitos decimales).

Cuando en una fracción el denominador es 100, la fracción se denomina porcentaje, y se representa con el signo % escrito después del valor del numerador. Así, 50% significa 50 en 100, ó 50/100, ó 1/2. Para convertir un porcentaje en una fracción, tendremos que expresarlo como una fracción cuyo denominador es 100, simplificando después si es posible. Por ejemplo:

$$25\% = \frac{25}{100} = \frac{1}{4}$$

Por el contrario para convertir una fracción en porcentaje, debemos expresar la fracción de manera que su denominador sea 100. Para ello, lo más fácil es convertirla primero en número decimal, dividiendo el numerador por el denominador, y el valor que nos resulta, multiplicarlo por 100. Por ejemplo:

$\frac{3}{4} = 0,75$; o lo que es lo mismo: $\frac{0,75}{1}$; ahora para que

el denominador sea 100, sin que cambie el valor de la fracción, podemos multiplicar por 100 tanto el numerador como el denominador, resultando:

$$\frac{0,75}{1} = \frac{0,75 \times 100}{1 \times 100} = \frac{75}{100} = 75\%$$

– **Mixtos:** Se componen de números enteros y fraccionados. Su valor total es la suma del número entero más el fraccionado. Por ejemplo: 3 1/2 tiene un valor de 3 más 1/2.

No explicaremos en este capítulo diversas operaciones básicas que todo el mundo conoce como sumar, restar, multiplicar o dividir; ni tampoco otras operaciones más complicadas que habitualmente no utilizamos en nuestro trabajo. Pero haremos brevemente referencia a las potencias, que suelen utilizarse para expresar números, múltiplos y submúltiplos de unidades (tabla 3).

La **potenciación** es una operación que consiste en multiplicar un número llamado "base" por sí mismo, tantas veces como indica

Tabla 3. Múltiplos y submúltiplos de unidades

Múltiplos			*Submúltiplos*		
Factor	*Prefijo*	*Símbolo*	*Factor*	*Prefijo*	*Símbolo*
10^{18}	EXA	E	10^{-1}	deci	d
10^{15}	PETA	P	10^{-2}	centi	c
10^{12}	TERA	T	10^{-3}	mili	m
10^{9}	GIGA	G	10^{-6}	micro	μ
10^{6}	MEGA	M	10^{-9}	nano	n
10^{3}	KILO	k	10^{-12}	pico	p
10^{2}	HECTO	h	10^{-15}	femto	f
10^{1}	DECA	da	10^{-18}	atto	a

otro número llamado "exponente", que se escribe como superíndice a la derecha del anterior, en la parte superior. Por ejemplo, 2^4 se lee 2 elevado a cuatro o a la cuarta potencia y equivale a multiplicar la base 2 cuatro veces: $2^4 = 2 \times 2 \times 2 \times 2 = 16$; $10^3 = 10 \times 10 \times 10 = 1.000$.

Si el exponente es 1, suele omitirse: $8^1 = 8$.

El producto de dos o más potencias de la misma base es igual a la misma base elevada a un exponente que sea la suma de los exponentes de las potencias. Por ejemplo, $2^3 \times 2^2 \times 2^5 = 2^{10}$.

La división de dos potencias de la misma base es igual a la misma base con un exponente que es la resta del exponente del dividendo menos el del divisor. Por ejemplo, $2^8/2^5 = 2^3$.

La potencia de una potencia es otra potencia cuyo exponente es el producto de los exponentes $(2^3)^4 = 2^{12}$.

Todo número elevado a cero es uno. Por ejemplo, $5^0 = 1$; $10^0 = 1$.

Una potencia con exponente negativo equivale a una fracción de numerador 1 y denominador la misma potencia pero con el exponente positivo. Por ejemplo, $2^{-4} = 1/2^4$. Así, cuando tenemos que multiplicar un número por 10^{-3} es lo mismo que dividirlo por 1.000, ya que $10^{-3} = 1/10^3 = 1/1.000$.

Otro sistema de numeración que suele emplearse en el ámbito farmacéutico es el **"romano"**. Los números romanos suelen emplearse para expresar cantidades, pero no suelen realizarse cálculos con ellos. Este sistema romano utiliza ocho letras del alfabeto en mayúsculas o minúsculas, cuyos valores son los siguientes:

ss = 1/2	I = 1	V = 5	X = 10
L = 50	C = 100	D = 500	M = 1.000

Otras cantidades se expresan combinando estas letras teniendo en cuenta que si la segunda de dos letras tiene un valor igual o menor que la primera sus valores se suman; pero cuando la segunda tiene un valor mayor que la primera, ésta se resta de aquélla. Veamos algunos ejemplos:

- Si las letras expresan sucesivamente valores iguales o menores, se suman:

II=2	XX=20	CI=101	DC=600
III=3	XXII=22	CV=105	MI=1.001
VI=6	XXXIII=33	CX=110	MV=1.005
VII=7	LI=51	CL=150	MX=1.010
VIII=8	LV=55	CC=200	ML=1.050
XI=11	LX=60	DI=501	MC=1.100
XII=12	LXVI=66	DV=505	MD=1.500
XIII=13	LXXVII=77	DX=510	MDCLXVI=1.666
XV=15	LXXXVIII=88	DL=550	MM=2.000

• En los casos en que a una letra le siga otra de valor mayor, se resta la primera de la segunda, haciendo esto cuantas veces se produzca el caso en un número, sumando después los valores resultantes:

IV=4	XXXIX=39	XCIX=99	CDXC=490
IX=9	XL=40	CD=400	CM=900
XIV=14	XLI=41	CDI=401	CMXCIX=999
XIX=19	XLIV=44	CDXL=440	MCDXCII=1492
XXIV=24	XC=90	CDXLIV=444	MCMXCIV=1994

3. MEDIDAS DE PESO Y DE VOLUMEN

Las formas farmacéuticas sólidas de dosificación, por ejemplo, los comprimidos, las cápsulas, etc., se miden en peso; y las líquidas en volumen. Para realizar estas medidas empleamos habitualmente el **sistema métrico decimal,** que tiene una escala de medida con múltiplos o fracciones de 10.

La definición de la unidad de masa –el **kilo**– es sencilla: es la masa del Kilogramo Prototipo Internacional. Este es un cilindro de platino iridiado que se conserva en la Oficina Internacional de Pesas y Medidas, en Sèvres. Como unidad estándar de peso utilizamos el gramo.

Podemos considerar el **litro** como la unidad de volumen correspondiente al que ocupa un cubo de un decímetro de lado. El mililitro (ml) equivale a un centímetro cúbico (cc).

Para expresar cómodamente cantidades muy grandes o muy pequeñas se han establecido unos prefijos que designan a los múltiplos y submúltiplos de las unidades (tabla 3). Los múltiplos se describen utilizando prefijos griegos y las fracciones con prefijos latinos. La conversión de unas unidades en otras se realiza multiplicando o dividiendo por 10 (desplazando la coma) tantas veces como sea necesario, y según se indica en la tabla 3.

Algunos ejemplos de la utilización de prefijos y la equivalencia entre distintas unidades son los siguientes:

3.1. Peso

1	kilogramo	(kg) =	1.000	gramos (g)
0,001	kilogramo	(kg) =	1	gramo (g)
1	miligramo	(mg) =	0,001	gramo (g)
1.000	miligramos	(mg) =	1	gramo (g)
1	microgramo	(mcg) =	0,000001	gramo (g)
1.000.000	microgramos	(mcg) =	1	gramo (g)

3.2. Volumen

1	mililitro	(ml) =	0,001	litro (l)
1.000	mililitros	(ml) =	1	litro (l)
1	microlitro	(mcl) =	0,000001	litro (l)
1.000.000	microlitros	(mcl) =	1	litro (l)
1	decilitro	(dl) =	0,1	litro (l)
10	decilitros	(dl) =	1	litro (l)

Existen otros sistemas de medidas que prácticamente ya no se utilizan, excepto algunas medidas "caseras" de volumen, como por ejemplo, cucharada, cucharadita, etc., fácilmente convertibles a unidades de volumen del Sistema Métrico Decimal. Cuando se dosifica un jarabe o una solución en cucharadas, el envase del medicamento suele contener una cucharilla para realizar la medida y debemos utilizarla, o bien calcular el volumen que debemos administrar en mililitros y medirlo con una jeringa. Si no se indica otra cosa, por regla general una cucharada equivale a 15 mililitros, una cucharadita de café o té equivale a 5 ml, y un cucharadita de postre a 10 ml. Pero siempre es más seguro medir el volumen a administrar en mililitros.

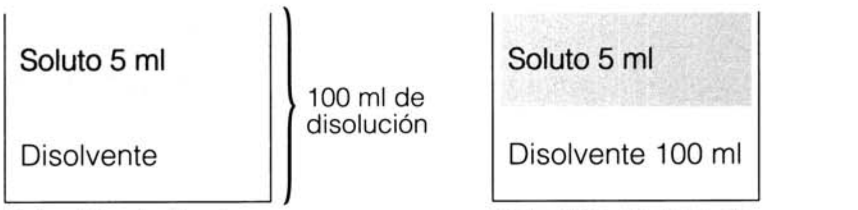
4. CONCENTRACIONES Y DILUCIONES

4.1. Conceptos generales y definiciones

La mezcla de dos o más sustancias se denomina dispersión. Dependiendo del estado físico de las sustancias que las componen (sólido, líquido o gas), así como de sus características fisicoquímicas (solubilidad, etc.) pueden originarse distintos tipos de dispersiones como disoluciones o soluciones, emulsiones, suspensiones, etc. La dispersión más frecuente en la práctica farmacéutica es la **disolución,** que es una mezcla homogénea en la que una o más sustancias se disuelven en otra de forma que no es posible diferenciar por métodos ópticos las distintas partículas de cada sustancia.

El componente menos abundante de la disolución se llama **soluto,** y el más abundante **disolvente.** Para identificar una solución necesitamos conocer además de las sustancias que la componen, la cantidad de cada una de ellas, o lo que es lo mismo, la concentración de la disolución.

La concentración nos indica la cantidad de soluto que hay en una disolución. En algunos casos se expresa como la cantidad de soluto que hay en una determinada cantidad de disolvente. Es importante tener en cuenta la diferencia entre estos dos conceptos de disolución y disolvente. Veámoslo gráficamente:



Solución de 5 ml soluto/100 ml **de disolución**

Solución de 5 ml de soluto/100 ml **de disolvente**

La forma más frecuente de expresión de la concentración de una solución es la cantidad de soluto que hay en el total de la disolución, y debe interpretarse así salvo que se especifique otra cosa.

La concentración de la disolución puede expresarse como un porcentaje o como una razón. Veamos lo que esto significa:

4.2. Concentración expresada como porcentaje

El porcentaje expresa la cantidad de soluto que hay en 100 de disolución. Por ejemplo, 5 g de azúcar en 100 ml de disolución.

El porcentaje puede expresarse con el signo %, como una fracción en la que el denominador es 100 o como un número decimal. Por ejemplo, 50 por ciento = 50% = 50/100 = 0,5.

El porcentaje de un soluto en una solución puede expresarse de diferentes formas según la magnitud de la medida empleada. Así, podemos expresarlo en peso, en volumen, o en otras magnitudes como por ejemplo en Unidades Internacionales, en miliequivalentes, etc.

• Cuando tanto la cantidad de soluto como la de disolución se expresa en peso, hablamos de **porcentaje peso en peso,** y se representa como "p/p". Ejemplo: Glucosa 5% p/p= 5 g de glucosa en 100 g de solución.

• Cuando la cantidad de soluto se expresa en peso y la de disolución en volumen, hablamos de **porcentaje peso en volumen,** y se representa como "p/v". Ejemplo: Glucosa 5% p/v = 5 g de glucosa en 100 ml de disolución.

• Cuando la cantidad de soluto y la de disolución se expresa en volumen, hablamos de **porcentaje volumen en volumen** y se representa con "v/v": Ejemplo: Glicerina 5% v/v = 5 ml de glicerina en 100 ml de disolución.

En cualquier expresión de concentración, las unidades de medida pueden ser distintas. Por ejemplo, podríamos expresarlas como miligramos/mililitro, miligramos/litro, gramos/litro, etc. Esto significa que pueden producirse errores si no se especifican bien las unidades de medida. A este respecto debe recordarse que en la práctica farmacéutica, **la unidad de medida de peso es el gramo (g)**, y la **unidad de medida de volumen es el mililitro (ml).** Por ello, siempre que no se especifique otra cosa, la expresión de una concentración tendrá las siguientes unidades:

- Concentración p/p: gramos de soluto/gramos de disolución.
- Concentración p/v: gramos de soluto/mililitros de disolución.
- Concentración v/v: mililitros de soluto/mililitros de disolución.

Cuando la concentración se expresa en porcentaje, muchas veces no se especifica el tipo de porcentaje (p/p, p/v, v/v), en cuyo caso se sobrentiende que se trata de concentración p/v. En cualquier otro caso las unidades y el tipo de porcentaje deben especificarse. Por ejemplo:

- Solución 25 mg% = 25 mg soluto/ 100 ml solución.
- Solución 25 kg/kg % = 25 kg de soluto en 100 kg de solución.
- Solución 5 mg% p/p = 5 mg de soluto por 100 g de solución.

Como se ha mencionado antes, existen otras unidades de medida que –aunque menos frecuentes– son habituales en el cálculo farmacéutico:

- Unidad internacional (UI) o Unidad (U): Se emplea para medir algunos productos de origen biológico, en los que no existe una relación directa entre el peso o el volumen del producto y la potencia de acción, por lo que se mide ésta directamente, comparándola con una unidad patrón. Por ejemplo, 10 UI de insulina, equivalen a una cantidad de insulina con una potencia de acción 10 veces superior a la de la unidad de insulina patrón. También pueden utilizarse estas unidades para expresar una concentración. Por ejemplo, 10 UI% equivale a una concentración de 10 Unidades internacionales por 100 ml de solución.

- Otras unidades de medida que podemos encontrarnos son los miliequivalentes, moles, milimoles, etc., que se explican más adelante. Aquí sólo mencionamos que expresiones como mEq%

o moles %, deben interpretarse como miliequivalentes o moles que hay en 100 ml de una solución, respectivamente.

Al expresar la concentración de un producto en porcentaje debe quedar claro que siempre nos referimos a la cantidad total de medicamento en 100 unidades de disolución, que no es lo mismo que la cantidad total de medicamento en una cantidad determinada de disolvente.

4.3. Concentración expresada como razón

Una razón matemática establece la relación entre dos cantidades y en nuestro caso, determina la cantidad de soluto que hay en una determinada cantidad de disolución.

La proporción puede expresarse como una razón entre dos cifras (5:20) o como una fracción (5/20). La expresión de concentración en porcentaje, es también una razón (por ejemplo, 50:100), sólo que en este caso el divisor siempre es 100.

Al expresar la concentración como una razón, las unidades que podemos emplear, al igual que con el porcentaje pueden ser de peso, volumen u otras. A diferencia del porcentaje, la razón siempre precisa que se especifique la unidad de medida. Por ejemplo: 10 g/l, 5 mg/2 ml, etc.

Cuando la razón se expresa en la forma a:b, puede suceder que no se especifiquen las unidades de medida, por ejemplo, adrenalina 1:1000; en este caso al igual que en el porcentaje, se sobreentiende que se refiere a una solución p/v, siendo la unidad de medida de peso el gramo y la de volumen el mililitro. En nuestro ejemplo, lo que tenemos es una solución de adrenalina que contiene 1 g de ésta en 1000 ml de disolución. En cualquier otro caso, es necesario especificar la unidad de medida. Por ejemplo, adrenalina 1:1000 mg:g (o mg/g), es decir, 1 mg de adrenalina en 1000 g de solución.

Al igual que con el porcentaje, la razón no nos dice la cantidad de medicamento total contenida en una solución, sino su concentración. Pero podemos calcularla como se explica en el siguiente apartado.

4.4. Cálculos de concentraciones y diluciones

Cuando dos razones matemáticas son equivalentes puede establecerse una **proporción.** Esto es:

$$\text{Si} \begin{Bmatrix} \text{Razón } 1 = a/b \\ \text{Razón } 2 = c/d \end{Bmatrix} \text{ y Razón } 1 = \text{Razón } 2$$

$$\text{Entonces } \frac{a}{b} = \frac{c}{d} \text{ (Proporción)}$$

Si en esta proporción desconocemos el valor de uno de los términos (a,b,c o d), podemos calcularlo a partir de los otros tres. Para ello, es preciso recordar dos reglas del cálculo matemático:

a) "El producto de los medios es igual al producto de los extremos". Esto es, en la proporción:

$$\frac{a}{b} = \frac{c}{d} \text{ ; se cumple que: } a \times d = b \times c.$$

b) En una relación matemática de igualdad, las cifras que están multiplicando en un término de la igualdad, pasan dividiendo al otro término de la igualdad y viceversa. Así en:

$a \times b = c \times d$, podemos despejar una incógnita y calcularla si conocemos el valor de los otros tres términos de la proporción:

$$a = \frac{c \times d}{b} \text{ ; } b = \frac{c \times d}{a} \text{ ; } c = \frac{a \times b}{d} \text{ ; } d = \frac{a \times b}{c}$$

Ejemplo: Una crema contiene 75 mg de óxido de zinc por gramo de crema (75 mg/g). ¿Cuántos mg de óxido de zinc hay en 30 g de crema?

1ª razón: $\dfrac{\text{75 mg de óxido de zinc}}{\text{1 g de crema}}$

2ª razón: $\dfrac{\text{X mg de óxido de zinc}}{\text{30 g de crema}}$

Establecemos la proporción:

$$\frac{75\text{ mg}}{1\text{ g}} = \frac{X\text{ mg}}{30\text{ g}};$$

75 mg x 30 g = 1 g x X mg

$$X\text{ mg} = \frac{75\text{ mg} \times 30\text{ g}}{1\text{ g}} \qquad X\text{ mg} = 2.250\text{ mg}$$

Por tanto, en 30 g de crema hay 2.250 mg = 2,25 g.

Otra forma de presentar o escribir esta proporción es la conocida **"regla de tres"**. Esta regla establece una relación entre dos razones igual que la que hemos visto en las proporciones anteriores. Lo único que les diferencia es la forma de escribirlo, que aunque algo más laboriosa, es en muchos casos más fácilmente comprensible. Esta formulación, aplicada al cálculo de la cantidad de medicamento que hay en determinada cantidad de una disolución de concentración conocida, puede establecerse de la siguiente forma:

"Si en una cantidad A de solución hay una cantidad B de soluto

entonces

en una cantidad C de la misma solución habrá una cantidad D de soluto".

En el ejemplo anterior, la "regla de tres" se establece como sigue:

"Si en 1 g de crema hay 75 mg de óxido de cinc,

entonces

en 30 g de crema habrá X mg de óxido de cinc".

Esta relación se escribe de forma abreviada como sigue:

1 g de crema ———— 75 mg de óxido de cinc (ZnO)

30 g de crema ———— X mg de óxido de cinc (ZnO)

Aplicando las mismas reglas matemáticas explicadas anteriormente, resolvemos la regla de tres:

30 g de crema x 75 mg de ZnO = 1 g de crema x X g de ZnO

$$X \text{ mg} = \frac{30 \text{ g} \times 75 \text{ mg}}{1 \text{ g}} = 2.250 \text{ mg de ZnO en 30 g de crema}$$

Como se ve en el ejemplo, la proporción establecida en ambos casos es la misma, sólo que se modifica la forma de presentarla.

Para que este cálculo sea válido, es imprescindible no olvidar nunca que **las unidades de medida entre las que se establece la relación deben ser iguales".** Esto quiere decir que en el mismo término de la proporción o de la regla de tres se deben relacionar gramos con gramos, kg con kg, ml con ml, etc.

Un error frecuente suele ser olvidar esta regla y plantear la relación de la forma que se muestra en el siguiente ejemplo:

Si tenemos una solución que contiene 20 g de glucosa en 200 ml de solución, ¿qué cantidad de glucosa hay en un litro de solución?

El error suele cometerse al plantear la ecuación de la siguiente forma (sin igualar las unidades de volumen):

$$\begin{array}{rcl} 200\ \text{ml} & \text{———————} & 20\ \text{g} \\ 1\ \text{l} & \text{———————} & X\ \text{g} \end{array}$$

en donde se llegaría a afirmar que $X = \dfrac{20\ \text{g} \times 1\ \text{l}}{200\ \text{ml}} = 0{,}1$

Si dijéramos que 0,1 eran gramos, un litro de solución tendría menos glucosa que 200 ml, lo cual es imposible. Una forma de no equivocarse es escribir **siempre** las unidades de medida junto a las cifras. Así, en el ejemplo anterior el valor X obtenido es igual a

$$X = 0{,}1\ \frac{\text{g} \times \text{l}}{\text{ml}}$$

unidades que no pueden simplificarse, de manera que no obtenemos la unidad de peso que estamos buscando, que son los gramos. Para plantear bien la regla de tres, igualamos primero las unidades de volumen:

200 ml = 0,2 l; y hubiéramos obtenido el siguiente resultado:

$$X = \frac{20\ \text{g} \times 1\ \text{l}}{0{,}2\ \text{l}} = 100\ \frac{\text{g} \times \text{l}}{\text{l}} = 100\ \text{g}$$

en donde la unidad litro del numerador se simplifica con la unidad litro del denominador.

Otro error que puede producirse es invertir el orden de los términos. En el mismo ejemplo anterior, el error se plantearía al formular la relación de la siguiente forma:

0,2 l de solución ———————— 20 g de glucosa

X g de glucosa ———————— 1 l de solución.

Como podemos apreciar el planteamiento es ilógico, y además al intentar resolverlo nos encontramos al igual que en el caso anterior con que además de obtener una cifra ilógica, las unidades de medida no se pueden simplificar y no resulta la que buscamos:

$$X = 0{,}01 \frac{l \times l}{g}$$

4.5. Resoluciones de problemas de concentraciones y diluciones

En la práctica farmacéutica, la utilización de medicamentos en solución (y en general de dispersiones) nos obliga a realizar diferentes cálculos con las concentraciones de estos productos para poder preparar o administrar las cantidades adecuadas del medicamento. Por ello es necesario tener seguridad y una cierta fluidez en el manejo de este tipo de cálculos. Entre ellos se encuentran los siguientes:

A) **Cantidad de medicamento que hay en una cantidad determinada de solución.** Ejemplos:

Se han administrado a un niño 7,5 ml de una solución de digoxina que tiene una concentración de 0,25 mg/5 ml ¿Qué cantidad de digoxina se le ha dado al niño?

5 ml solución ———————— 0,25 mg de digoxina

7,5 ml solución ———————— X mg de digoxina.

$$X = \frac{7{,}5 \text{ ml} \times 0{,}25 \text{ mg}}{5 \text{ ml}} = 0{,}375 \text{ mg}$$

Luego se han administrado al niño 0,375 mg de digoxina.

Tenemos una ampolla de 10 ml de solución de bupivacaína al 0,25%. ¿Cuánta bupivacaína hay en toda la ampolla?

100 ml ———— 0,25 g
10 ml ———— X g

$$X = \frac{0{,}25 \text{ g} \times 10 \text{ ml}}{100 \text{ ml}} = 0{,}025 \text{ g}$$

Luego hay 0,025 g de bupivacaína en la ampolla, o lo que es lo mismo, hay 25 mg.

Tenemos una solución IV que contiene 54 mEq/l de sodio. ¿Cuántos miliequivalentes de sodio hay en 50 ml de solución?

Primero tenemos en cuenta que: 1 l = 1000 ml, y después establecemos la "regla de tres":

1.000 ml ———— 54 mEq de sodio
50 ml ———— X mEq de sodio

$$X = \frac{50 \text{ ml} \times 54 \text{ mEq}}{1.000 \text{ ml}} = 2{,}70 \text{ mEq}$$

Luego, hay 2,70 mEq de sodio en 50 ml de la solución.

B) Cantidad de solución que hay que coger para que en ella esté contenida la cantidad de medicamento que se necesita. Ejemplos:

Es necesario administrar a un niño 375 mg de ampicilina. El vial de ampicilina contiene 2 ml de solución con 500 mg de ampicilina.

¿Qué volumen de solución de ampicilina tenemos que tomar para administrar los 375 mg de ampicilina?

La concentración del vial de ampicilina es 500 mg/2 ml. Entonces:

2 ml solución ———— 500 mg de ampicilina
X ml solución ———— 375 mg de ampicilina

$$X = \frac{375 \text{ mg} \times 2 \text{ ml}}{500 \text{ mg}} = 1{,}5 \text{ ml de solución.}$$

Luego para administrar al niño 375 mg de ampicilina, hay que tomar 1,5 ml de la solución contenida en el vial.

Hay que administrar a un paciente diabético 15 UI de insulina. El vial de insulina contiene 40 UI/ml ¿Qué volumen de la solución de insulina habrá que administrar?

1 ml ———— 40 UI
X ml ———— 15 UI

$$X = \frac{15 \text{ UI} \times 1 \text{ ml}}{40 \text{ UI}} = 0{,}375 \text{ ml}$$

Hay que administrar 0,375 ml del vial de insulina para aportar 15 UI de insulina.

C) Cantidad de medicamento y de disolvente que tenemos que mezclar para preparar una determinada solución. Ejemplos:

Se solicita la preparación de una solución de permanganato potásico a una concentración de 1 mg/5 ml ¿Cuánto permanganato potásico tendremos que pesar para preparar un litro de solución?

Puesto que la concentración está en mg/ml, y la solución que hay que preparar es de 1 l, se realiza primero la conversión de unidades:

1.000 ml ———— 1 l

5 ml ———— X l

$$X = \frac{5 \text{ ml} \times 1 \text{ l}}{1.000 \text{ ml}} = 0{,}005 \text{ l; Luego } 5 \text{ ml} = 0{,}005 \text{ l}$$

Entonces:

0,005 l de solución ———— 1 mg de permanganato

1 l de solución ———— X mg de permanganato

$$X = \frac{1 \text{ l} \times 1 \text{ mg}}{0{,}005 \text{ l}} = 200 \text{ mg de permanganato potásico}$$

Luego necesitamos pesar 200 mg de permanganato potásico para preparar 1 l de solución cuya concentración sea de 1 mg/5 ml.

Hay que administrar a un paciente 375 mg de ácido acetilsalicílico. Si un comprimido de ácido acetilsalicílico (AAS) tiene una concentración de 500 mg/2 g (el comprimido que pesa 2 g contiene 500 mg de ácido acetilsalicílico). ¿Qué cantidad de comprimido hay que administrar?

2 g de comprimido ———— 500 mg AAS

X g de comprimido ———— 375 mg AAS

$$X = \frac{375 \text{ mg} \times 2 \text{ g}}{500 \text{ mg}} = 1{,}5 \text{ g}$$

Luego hay que administrar 1,5 g del comprimido para aportar 375 mg de ácido acetilsalicílico. Esta cantidad podemos expresarla también como fracción del comprimido que hay que administrar:

1 comprimido ———— 2 g
X " ———— 1,5 g

$$X = \frac{1{,}5 \text{ g} \times 1 \text{ comp.}}{2 \text{ g}} = 0{,}75 \text{ comp.} = \frac{75}{100} \text{ comp.} = \frac{3}{4} \text{ comp.}$$

Se quiere preparar una solución de glicerina al 10% v/v en agua. ¿Qué cantidad de glicerina y de agua hay que mezclar para preparar 10 ml de solución?

100 ml solución ———— 10 ml de glicerina
10 ml solución ———— X ml de glicerina.

$$X = \frac{10 \text{ ml} \times 10 \text{ ml}}{100 \text{ ml}} = 1 \text{ ml de glicerina.}$$

Luego para preparar la solución necesitaremos mezclar 1 ml de glicerina con la cantidad suficiente de agua para completar los 10 ml. Un error frecuente en un caso como éste es el de mezclar 1 ml de glicerina con 10 ml de agua. Pero entonces, la cantidad de solución obtenida es mayor de 10 ml y la concentración no sería la requerida.

D) Conversión de una concentración expresada en forma de razón en porcentaje y viceversa. Ejemplos:

Un vial de ampicilina contiene una solución del fármaco a la concentración de 250 mg/mi. ¿Cuál es la concentración de ampicilina expresada en porcentaje?

En porcentaje, la concentración se expresa en g/100 ml. Por tanto, lo primero que haremos será transformar los 250 mg en gramos: 250 mg = 0,25 g. Podemos ahora establecer la proporción siguiente:

1 ml ———— 0,25 g de ampicilina

100 ml ———— x g de ampicilina

$$x = \frac{0{,}25 \text{ g} \times 100 \text{ ml}}{1 \text{ ml}} = 25 \text{ g de ampicilina.}$$

Luego en 100 ml de disolución hay 25 g de ampicilina y por tanto, la concentración en porcentaje es del 25%.

Si tenemos una solución de lidocaína al 5% ¿Cuál es la concentración expresada en mg/5 ml?

La solución de lidocaína al 5% contiene 5 g en 100 ml.

Como se nos pide expresar la concentración en mg/5 ml, transformamos los gramos en miligramos: 5 g = 5.000 mg. Establecemos ahora la proporción:

$$\frac{5.000 \text{ mg}}{100 \text{ ml}} = \frac{x \text{ mg}}{5 \text{ ml}}\ ;\ x = \frac{5.000 \text{ mg} \times 5 \text{ ml}}{100 \text{ ml}} = 250 \text{ mg.}$$

Luego la solución de lidocaína al 5% equivale a una solución de 250 mg/5 ml.

E) Cantidad de un solución determinada que hay que tomar para poder preparar otra solución de distinta concentración.

Este caso es algo más complejo, ya que suele exigir varios cálculos. Ejemplos:

¿Cómo se preparan 500 ml de una solución de lidocaína al 2%, si disponemos de una solución de este fármaco al 5%?

Primero es necesario saber cuanta lidocaína se necesita para preparar 500 ml de solución al 2%:

100 ml solución ——— 2 g lidocaína

500 ml solución ——— X g lidocaína

$$X = \frac{500 \text{ ml} \times 2 \text{ g}}{100 \text{ ml}} = 10 \text{ g de lidocaína.}$$

Luego se necesitan 10 g de lidocaína para preparar 500 ml de solución al 2%.

Lo siguiente que precisamos conocer es en qué volumen de solución al 5%, hay 10 g de lidocaína:

100 ml solución ——— 5 g lidocaína

X ml solución ——— 10 g lidocaína

$$X = \frac{100 \text{ ml} \times 10 \text{ g}}{5 \text{ g}} = 200 \text{ ml de solución.}$$

Luego en 200 ml de solución de lidocaína 5%, tenemos los 10 g de lidocaína que necesitamos. Ahora ya podemos calcular la cantidad de disolvente (agua) que debemos añadir para obtener los 500 ml de solución: 500 ml (volumen total) menos 200 ml de solución de lidocaína 5% igual a 300 ml de agua. Por tanto, mezclando 200 ml de solución de lidocaína 5% y 300 ml de agua, se obtienen 500 ml de solución de lidocaína 2%.

Se necesitan 10 ml de una solución de atropina al 0,05%. Se dispone de una solución de atropina 1:50. ¿Qué cantidad de esta solución y de agua deben mezclarse para obtenerlos?

Primero se calcula la cantidad de atropina que se necesita para preparar 10 ml de solución de atropina al 0,05%:

100 ml solución ——— 0,05 g de atropina

10 ml solución ——— X g de atropina

$$X = \frac{0{,}05 \text{ g} \times 10 \text{ ml}}{100 \text{ ml}} = 0{,}005 \text{ g de atropina.}$$

Ahora calculamos qué cantidad de la solución que disponemos (atropina 1:50) contiene esos 0,005 g de atropina que necesitamos. La concentración 1:50 quiere decir que tenemos una solución con un 1 g de atropina/50 ml de solución. Por tanto,

50 ml ———————— 1 g

X ml ———————— 0,005 g

$$X = \frac{50 \text{ ml} \times 0{,}005 \text{ g}}{1 \text{ g}} = 0{,}25 \text{ ml de solución.}$$

Luego para preparar 10 ml de solución al 0,05% precisaremos 0,25 ml de solución de atropina 1:50, y la cantidad suficiente de agua para completar los 10 ml.

Como puede observarse en los ejemplos anteriores, los cálculos a realizar son sencillos y apenas requieren utilizar otra formulación matemática que la regla de tres. Sólo es necesario tener claro siempre, qué es lo que necesitamos y de qué disponemos. Cálculos semejantes nos van a servir para resolver otros problemas de dosificación como vemos a continuación.

5. DOSIFICACION Y CALCULO DE DOSIS

La administración adecuada de la dosis prescrita de un medicamento requiere una serie de conocimientos sobre el medicamento y sus características; pero además es preciso tener soltura y precisión respecto a ciertos conceptos y cálculos relacionados con la dosificación de los medicamentos.

5.1. Conceptos básicos

– **Dosis:** es la cantidad de medicamento que hay que administrar para producir el efecto terapéutico o diagnóstico deseado. La dosis hace referencia a la cantidad de medicamento a administrar en una sola vez. En otro caso es necesario especificar la pauta de dosificación:

* Dosis/día (dosis/d): Cantidad total de medicamento a administrar en un día.

* Dosis/ciclo: cantidad total de medicamento a administrar durante un ciclo de un tratamiento.

* Dosis total: Cantidad de medicamento a administrar durante un tratamiento completo.

– **Cantidad total de medicamento:** Indica la cantidad total de medicamento que hay que administrar durante un período de tiempo o durante un tratamiento completo.

Por ejemplo: ¿Qué cantidad total de paracetamol recibe al día un paciente al que se le han prescrito 500 mg 3 veces al día?

La cantidad total de paracetamol en 24 h será:

$$500 \text{ mg} \times 3 \text{ dosis/d} = 1.500 \text{ mg/d} = 1,5 \text{ g/d}$$

En este ejemplo, la cantidad total de medicamento calculada equivale a la dosis por día.

– **Nº de dosis:** El número de dosis viene determinado por la cantidad de medicamento y el tamaño de la dosis a administrar:

$$\text{N}^{\underline{o}} \text{ de dosis} = \frac{\text{Cantidad total de medicamento}}{\text{Tamaño de la dosis}}$$

Ejemplo: Se necesita preparar dosis de 100 mg de un medicamento para administrar a un paciente al que se debe administrar una dosis total de 3 gramos del medicamento. ¿Cuántas dosis es necesario preparar?

$$\text{N}^{\underline{o}} \text{ de dosis} = \frac{3\text{ g}}{100\text{ mg}} = \frac{3.000\text{ mg}}{100\text{ mg}} = 30\text{ dosis.}$$

– **Tamaño de la dosis:** está determinada por la cantidad total de medicamento que hay que administrar y el número de dosis que se ha prescrito.

$$\text{Tamaño de la dosis} = \frac{\text{Cantidad total de medicamento}}{\text{N}^{\underline{o}} \text{ de dosis}}$$

Ejemplo: Se han prescrito a un paciente 3 g de ampicilina en 6 dosis. ¿Cuál es la cantidad de medicamento de cada dosis?

$$\text{Tamaño de la dosis} = \frac{3\text{ g}}{6\text{ dosis}} = 0{,}5\text{ g/dosis} = 500\text{ mg/dosis}$$

5.2. Cálculo de dosis

El cálculo de la dosis correcta de un medicamento para cada paciente se puede realizar según diferentes criterios, tales como el peso, la edad y el área de superficie corporal, aunque en el cálculo de la dosis sea necesario siempre tener en cuenta otros factores como la gravedad de la enfermedad, situaciones de insuficiencia renal, insuficiencia hepática, etc., que pueda presentar el paciente.

La elección de un criterio u otro depende de las características del paciente y de las del medicamento.

5.2.1. Cálculo de la dosis según el peso del paciente

En este caso, la pauta de dosificación del medicamento se expresa en mg de medicamento por cada kilo de peso del paciente (mg/kg). El cálculo de la dosis será:

Dosis (en mg) = Dosis por cada kg de peso (en mg/kg) x peso del paciente (en kg).

A veces, la dosis viene definida por todo un período de tiempo (ej., 24 h), en cuyo caso el cálculo de dosis es:

Dosis/día (en mg/d) = Dosis por cada kilo por día (en mg/kg por d) x peso del paciente (en kg). Después se calcula la dosis por toma o tamaño de la dosis. Ejemplos:

Se precisa administrar gentamicina a un paciente de 65 kg de peso. La dosis habitual de gentamicina es de 1,5 mg/kg cada 8 h. ¿Qué dosis hay que administrar al paciente?

Dosis de gentamicina en cada toma = 1,5 mg/kg x 65 kg = 97,5 mg.

Se necesita saber cuál es la dosis indicada de metilprednisolona para un niño de 30 kg. La dosis habitual de metilprednisolona en niños es de 40 mcg/kg por d en tres tomas.

Puesto que la dosis de prednisolona está expresada en mcg, haremos el cálculo en las mismas unidades:

Dosis (mcg/d) = 40 mcg/kg por d x 30 kg = 1.200 mcg/d.

$$\text{Dosis por toma}= \frac{1.200 \text{ mcg/d}}{3 \text{ dosis/d}} = 400 \text{ mcg por toma}$$

5.2.2. Cálculo de la dosis según la edad

Cuando se expresa la dosis según la edad del paciente podemos encontrarnos con dos situaciones:

– **Que se hayan establecido dosis fijas según los grupos de edad.** Por ejemplo:

Adultos: 2 comp/d (ó 1 g/d).

Niños entre 2 y 6 años: 1/2 comp/d (ó 250 mg/d).

Niños entre 6 y 12 años: 1 comp/d (ó 500 mg/d).

Niños mayores de 12 años: 2 comp/d (ó 1 g/d).

En este caso sólo debemos elegir adecuadamente la dosis según el grupo de edad al que pertenezca el paciente.

– **Que se haya establecido una dosis en función del peso para cada grupo de edad.** Un ejemplo de la dosificacióm de teofilina según la edad es la siguiente:

Adultos: Fumadores: 9 mg/kg cada 12 h.

No fumadores: 6,5 mg/kg cada 12 h.

Niños de 1 a 9 años: 12 mg/kg cada 12 h.

Niños de 9 a 12 años: 10 mg/kg cada 12 h.

Niños de 12 a 16 años: 9 mg/Kg cada 12 h.

En este caso primero debemos localizar la dosis indicada en el grupo de edad que corresponda al paciente y luego calcular la dosis según el peso del paciente.

5.2.3. Cálculo de la dosis según el área de superficie corporal

La dosis de medicamento puede calcularse según el área de superficie corporal del individuo. Esta puede obtenerse mediante fórmulas o nomogramas en función del peso y de la talla del paciente. El área de superficie corporal se expresa en m^2. Calcularemos la dosis : Dosis (en mg) = dosis/unidad de superficie corporal (en mg/m^2) x área de superficie corporal del paciente (en m^2). Por ejemplo: Se administra aciclovir a un paciente que tiene 1,5 m^2 de superficie corporal. La dosis habitual es de 750 $mg/m^2/d$ ¿Cuál es la dosis/d que debe tomar el paciente?

Dosis día (en mg/d) = 750 mg/m^2 por día x 1,5 m^2 = 1.125 mg/d.

5.2.4. Cálculo de la dosis de medicamentos líquidos de uso oral

Generalmente, la dosis de medicamentos líquidos se especifica o se calcula en volumen (ml); pero en muchos casos viene expresada en otras unidades, como las llamadas unidades caseras (cucharada, etc.) o en gotas.

Ya hemos mencionado antes la equivalencia entre algunas unidades caseras y el volumen en mililitros. Los jarabes, soluciones, etc., que se administran por vía oral, suelen venir acompañados por una cucharilla dosificadora, que puede utilizarse para medir las dosis que deban administrarse. Una manera más exacta de preparar estas dosis es medir el volumen de la cucharilla con una jeringa –si no se conoce su volumen o la dosis en ml–, y después preparar las demás dosis tomando con jeringa la cantidad medida (en ml). Esto evita fluctuaciones en las dosis, ya que las cucharas dosificadoras pueden llenarse más o menos completas cada vez, y por tanto las dosis serán variables. Si el medicamento no contiene cuchara dosificadora, se utilizan las equivalencias en ml expuestas anteriormente.

Si la dosis viene definida en gotas, nos encontramos con un problema semejante, ya que el tamaño de la gota –y por tanto, la cantidad de medicamento que contiene– depende de la viscosidad de la solución y del instrumento cuentagotas que se emplee. Por ello, al igual que en caso anterior, mediremos la dosis con el cuentagotas que acompaña al medicamento y luego mediremos el volumen de la dosis así obtenida con una jeringa, dosificando las siguientes dosis midiendo el volumen con jeringa.

Si con el medicamento no se proporciona ningún cuentagotas, se asume que **20 gotas = 1 ml,** y se calcula dosis en ml. Por ejemplo:

¿Qué volumen debemos preparar para un paciente al que se le ha prescrito una dosis de 45 gotas de tioridacina (Meleril)?

En este caso, el cuentagotas que acompaña a la especialidad farmacéutica dispensa 30 gotas por cada mililitro. Luego

$$\begin{array}{lcl} 1 \text{ ml} & \text{———————} & 30 \text{ gotas} \\ X \text{ ml} & \text{———————} & 45 \text{ gotas} \end{array}$$

$$X \text{ ml} = \frac{45 \text{ gotas} \times 1 \text{ ml}}{30 \text{ gotas}} = 1{,}5 \text{ ml de Meleril gotas.}$$

¿Qué cantidad de esta especialidad debemos preparar para un paciente si se le ha prescrito una dosis de 40 mg?

En el envase del fármaco o en un catálogo de especialidades farmacéuticas podemos averiguar que la concentración de tioridacina en esta especialidad es de 30 mg/ml. Por tanto,

1 ml ——— 30 mg
x ml ——— 40 mg

$$x = \frac{40 \text{ mg} \times 1 \text{ ml}}{30 \text{ mg}} = 1{,}5 \text{ ml}$$

1 ml ——— 30 gotas
1,5 ml ——— x gotas

$$x = \frac{1{,}5 \text{ ml} \times 30 \text{ gotas}}{1 \text{ ml}} = 45 \text{ gotas}$$

Deberemos preparar 1,5 ml ó 45 gotas.

A un paciente se le han prescrito 15 mg/día de haloperidol que se le deben administrar en forma de gotas y en tres tomas. ¿Cuántas gotas deben dársele en cada toma? ¿A cuántos ml equivalen?

Si hay que darle 15 mg en tres veces, cada vez habrá que administrarle 15 mg dividido entre tres, es decir, 5 mg.

En la información del preparado (Haloperidol gotas) podemos ver que cada gota contiene 0,1 mg, lo que nos sirve para calcular –mediante una regla de tres– cuántas gotas contienen los 5 mg:

1 gota ——— 0,1 mg
X gotas ——— 5 mg

$$X = \frac{1 \text{ gota} \times 5 \text{ mg}}{0{,}1 \text{ mg}} = 50 \text{ gotas.}$$

Es fácil equivocarse si se tienen que contar 50 gotas, por lo que sería conveniente calcular el volumen en ml que ocupan y dosificar con una jeringa. Para ello, debemos tener en cuenta que según indica la información de la especialidad, el gotero de la misma proporciona 20 gotas por cada ml de solución:

1 ml ———— 20 gotas
X ml ———— 50 gotas

$$X = \frac{1\ \text{ml} \times 50\ \text{gotas}}{20\ \text{gotas}} = 2{,}5\ \text{ml}$$

Por tanto, la cantidad de fármaco a administrar al paciente sería de 2,5 ml, tres veces al día.

5.3. Cálculo de la velocidad de administración

En medicamentos intravenosos (IV) administrados en perfusión IV, es decir, de forma continua durante un período de tiempo, no es suficiente decir que hay que administrar 500 mg de medicamento en 6 horas por ejemplo, sino que se necesita calcular cuál es la velocidad a la que debe administrarse para que el medicamento perfunda durante el tiempo prescrito.

Las unidades de medidas habituales en la administración de medicamentos en perfusión IV son:

- gotas/minuto = gts/min. Esta unidad se emplea cuando no se dispone de bombas de perfusión.
- mililitros/hora = ml/h. Se utilizan con las bombas de perfusión.

5.3.1. Cálculo de la velocidad de perfusión en gotas/minuto

Es necesario conocer el tamaño de la gota del equipo de administración IV que se emplee. En general, 20 gotas = 1 ml.

Para calcular la velocidad en gotas/minuto:

$$\text{n}^{\underline{o}}\ \text{gts/min} = \frac{\text{Volumen a administrar (en ml)} \times 20\ \text{gts/ml}}{\text{Tiempo de perfusión (en h)} \times 60\ \text{min/h}}$$

Esta fórmula se entiende más fácilmente si empleamos la "regla de tres". Por ejemplo:

¿Cuál será la velocidad de administración (en gotas por minuto) si se debe administrar un frasco de 500 ml de solución de glucosa al 5% en 2 horas.

Primero calculamos el volumen en gotas:

1 ml ———————— 20 gotas
500 ml ———————— X gotas

$$X \text{ gotas} = \frac{500 \text{ ml} \times 20 \text{ gotas}}{1 \text{ ml}} = 10.000 \text{ gotas}$$

Después se calcula el tiempo de perfusión en minutos:

1 h ———————— 60 min
2 h ———————— X min

$$X = \frac{2 \text{ h} \times 60 \text{ min}}{1 \text{ h}} = 120 \text{ min}$$

La velocidad de administración en gts/min será:

$$\text{Vel. administración} = \frac{10.000 \text{ gotas}}{120 \text{ min}} = 83{,}3 \text{ gts/min}$$

Como no es posible contabilizar fracciones de gotas, la cifra debe redondearse (83 gts/min).

5.3.2. Cálculo de la velocidad de perfusión en ml/h

Para calcularla:

$$\text{Velocidad en ml/h} = \frac{\text{Volumen en ml}}{\text{Tiempo en horas}}$$

Ejemplos:

Calcular la velocidad de administración en ml/h para administrar 1 litro de glucosa al 5% en 10 h.

1 litro = 1.000 ml

$$\text{Velocidad de administración} = \frac{1000 \text{ ml}}{10 \text{ h}} = 100 \text{ ml/h}$$

– Si se ha administrado a un paciente durante 24 h glucosa al 5% a una velocidad de 40 gts/min:

a) ¿Cuál es la velocidad en ml/h?

b) ¿Qué volumen total se ha administrado en 24 h?

a) 1 h = 60 min

1 min ———— 40 gotas

60 min ———— X gotas

$$\text{X gotas} = \frac{60 \text{ min} \times 40 \text{ gotas}}{1 \text{ min}} = 2.400 \text{ gts/h}$$

20 gotas ———— 1 ml

2.400 gts ———— X ml

$$\text{X ml} = \frac{2400 \text{ gotas} \times 1 \text{ ml}}{20 \text{ gotas}} = 120 \text{ ml}$$

Luego la velocidad de administración en ml/h es: 120 ml/h.

b) 1 h ———— 120 ml

24 h ———— X ml

$$X = \frac{120 \text{ ml} \times 24 \text{ h}}{1 \text{ h}} = 2.880 \text{ ml} = 2{,}88 \text{ litros.}$$

Se ha prescrito una Orden médica para la administración de 1 gramo de aminofilina disuelta en 1 litro de Dextrosa 5% a una velocidad de administración de 50 ml/h.

a) ¿Cuánta aminofilina está recibiendo el paciente al día?

Primero se calcula el volumen total administrado en 24 h:

1 h ———————— 50 ml

24 h ———————— X ml

$$X = \frac{24 \text{ h} \times 50 \text{ ml}}{1 \text{ h}} = 1.200 \text{ ml} = 1{,}2 \text{ l}$$

Ahora calculamos la cantidad de medicamento que hay en 1,2 l de solución:

1 l ———————— 1 g de aminofilina

1,2 l ———————— X g de aminofilina

$$X = \frac{1{,}2 \text{ l} \times 1 \text{ g}}{1 \text{ l}} = 1{,}2 \text{ g de aminofilina recibe el paciente en 1 día}$$

b) Si la dosis de aminofilina prescrita al paciente fuera de 0,6 mg/kg por hora, y el paciente pesa 40 kg, ¿qué cantidad de aminofilina habría que administrar al paciente en gotas/min de la misma solución anterior?

Primero calculamos la dosis que debe administrarse en mg/h:

Si la dosis en una hora es de 0,6 mg/kg:

Dosis en mg = 0,6 mg/kg x 40 kg = 24 mg en una hora.

Si la concentración de la solución es de 1.000 mg/1.000 ml:

1.000 ml ———— 1.000 mg

X ml ———— 24 mg

$$X\ ml = \frac{1000\ ml \times 24\ mg}{1000\ mg} = 24\ ml$$

Por tanto, hay que administrar 24 ml/h de la solución, lo que en gotas por minuto es:

$$N^{o}\ gts/min = \frac{24\ ml \times 20\ gts/ml}{1\ h \times 60\ min/h} = 8\ gts/min$$

6. OTRAS EXPRESIONES DE LA CONCENTRACION DE LAS SOLUCIONES

Hasta ahora hemos visto unidades de peso y volumen. Pero existen otros tipos de unidades químicas necesarias para poder comparar cantidades de sustancias que en peso son diferentes, pero equivalentes desde el punto de vista químico. Por ejemplo, podemos decir que 36,5 g de ácido clorhídrico reaccionan o se neutralizan con 84 g de bicarbonato sódico. Pero es más fácil expresar lo anterior mediante otras unidades químicas, diciendo por ejemplo que 1 mol de ácido clorhídrico neutraliza a 1 mol de bicarbonato, o que 1 equivalente de ácido clorhídrico reacciona con 1 equivalente de bicarbonato sódico.

Como el ácido clorhídrico, el bicarbonato sódico, y en general las demás sales, iones, sustancias, etc., pueden estar en forma de disolución, existen formas de expresar la concentración de la disolución en función de esas u otras unidades químicas. Entre estas formas de expresar la concentración se encuentran:

- molaridad
- normalidad
- molalidad
- osmolaridad

Para comprender y manejar estos conceptos es preciso introducir antes otros como los de "elemento químico", "átomo", "molécula", "peso atómico" de un elemento, "peso molecular" de un compuesto, "valencia química", "mol" y "peso equivalente".

La materia está compuesta por **elementos químicos.** Se conocen actualmente 109 elementos químicos, de los que 21 han sido obtenidos artificialmente y no se han encontrado en la naturaleza. Unos pocos elementos, como el oxígeno, el nitrógeno, el carbono, el oro, la plata, el platino, etc., se pueden encontrar en estado libre en la naturaleza, es decir, sin combinar con ningún otro elemento, pero la mayoría se hallan combinados con otros elementos. En la corteza terrestre los dos elementos más abundantes son el oxígeno y el silicio.

La partícula más pequeña de un elemento que mantiene sus propiedades es un **átomo** de ese elemento. La masa o el peso de los átomos son tan pequeños que se utilizan valores relativos a la masa de un átomo patrón. Actualmente se utiliza como tal el átomo de carbono, siendo la unidad la doceava parte de la masa de un átomo de carbono. Por tanto, el valor de la **"masa atómica" o del "peso atómico"** de un elemento viene dado por el número de veces que es mayor que la doceava parte de un átomo de carbono. Así, el peso atómico del sodio es 23, lo que quiere decir que tiene un peso 23 veces mayor que la doceava parte del átomo de carbono; el del oxígeno, 16; el del hidrógeno, 1; el del carbono, 12; el del nitrógeno, 14; etc. Existe una **"Tabla periódica"** en la que se ordenan los átomos de los distintos elementos en función de un número atómico que se le ha asignado, de su masa atómica y de su estructura (tabla 4).

La unión de dos o más átomos forman **"moléculas".** Si los átomos unidos para formar una molécula son del mismo elemento, tenemos la molécula de un elemento. Si los átomos que se unen para formar una molécula son de distintos elementos, resulta una molécula de un "**compuesto químico**". Lo que caracteriza a una sustancia o compuesto químico es la relación fija que hay entre la cantidad de átomos de los elementos que lo componen. Por ejemplo, el agua es un compuesto químico formado por moléculas de agua y cada molécula consta siempre de dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno (fórmula del agua: H_2O).

El tamaño de los átomos y moléculas es extremadamente pequeño. Por ejemplo, en un solo gramo de agua existen $3,3 \times 10^{22}$ moléculas. Para poder comparar cantidades de distintos elementos o compuestos, los químicos han adoptado la unidad llamada **"mol"**. Se define como **"mol"** de una sustancia a la cantidad de esa sustancia que contiene $6,02 \times 10^{23}$ partículas. Así, un mol de átomos de hidrógeno contiene $6,02 \times 10^{23}$ átomos de hidrógeno; un mol de moléculas de hidrógeno contiene $6,02 \times 10^{23}$ moléculas de hidrógeno; un mol de metano contiene $6,02 \times 10^{23}$ moléculas de metano, etc. A este número se le llama "constante de Avogadro". Pero ¿por qué se le ha asignado a un mol precisamente ese número de partículas, y no otro? La razón estriba en que la masa del átomo de carbono -que se utiliza como referencia- es 12 y en 12 gramos de este elemento se encuentran precisamente $6,02 \times 10^{23}$ átomos del mismo. Dado que un átomo de hidrógeno tiene una masa doce veces menor que la de un átomo de carbono, la masa de un mol de átomos de hidrógeno será también doce veces menor, es decir, 1 gramo. Y en general, **"la masa de un mol de átomos de cualquier elemento coincide con su peso atómico expresado en gramos"**. Del mismo modo **"la masa de un mol de moléculas de cualquier elemento o compuesto coincide con su peso molecular expresado en gramos"**. Por ejemplo, un mol de cloruro sódico (Na Cl) tiene una masa de 58,5 g, que se obtiene sumando el peso atómico del sodio –23– y el peso atómico del cloro –35,5–.

6.1. Molaridad

Podemos ahora definir una forma de expresar la concentración de una disolución, frecuentemente empleada en nuestro ámbito, como es la **"molaridad", que equivale al número de moles de soluto por litro de disolución.**

Una solución uno molar (1 M) contiene un mol de soluto por litro de disolución. Una solución 0,1 M contiene la décima parte de un mol por litro de disolución. Conviene indicar que una disolución 1 M no se prepara mezclando un mol de soluto con 1 litro de disolvente, ya que esta mezcla ocuparía un volumen superior a un litro y no sería exactamente 1 molar. Debería disolverse el soluto en una cantidad menor de disolvente y después añadir más disolvente hasta completar un volumen final de 1 litro (por ejemplo, enrasando en un matraz aforado).

Una disolución 1 M de cloruro sódico (Na Cl) contiene 1 mol de Na Cl por litro de disolución, es decir 58,5 gramos de Na Cl por litro de disolución, ya que el mol de cloruro sódico es su peso molecular expresado en gramos (58,5 g), que se calcula sumando el peso atómico de los átomos que lo componen (23 + 35,5). Los pesos atómicos de los elementos se obtienen de la Tabla Periódica, aunque generalmente para realizar cálculos suelen tomarse valores aproximados. Así, por ejemplo, el peso atómico del sodio que figura en la Tabla Periódica es de 22,9898, pero suele utilizarse el valor 23; el del cloro es 35,453 pero se redondea a 35,5; etc.

Por tanto, **la molaridad de una solución se calcula dividiendo el número de moles de soluto por el volumen de la disolución en litros.** Veamos a continuación algunos ejemplos de cálculos en los que interviene la molaridad.

Se disuelven 5 g de cloruro sódico (Na Cl) en agua hasta obtener 100 ml de disolución. Calcular la molaridad de la disolución.

La concentración de la solución (en moles/l) se obtendrá dividiendo los moles de cloruro sódico por los litros de disolución. Calculamos primero el número de moles que son 5 g:

El peso molecular del Na Cl es 58,5 como hemos calculado antes.

Tabla 4. Tabla periódica de los elementos

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
	IA	II A	III B	IV B	V B	VI B	VII B	VII B	VII B	VIII B	I B	II B	III A	IV A	V A	VI A	VII A	VIIA
1	1 1.00797 Hidrogeno H																	2 4.0026 Helio He
2	3 6,939 Litio Li	4 9,0122 Berilio Be											5 10,811 Boro B	6 12,011 Carbono C	7 14.0067 Nitrógeno N	8 16 Oxigeno O	9 18.9984 Fluor F	10 20.183 Neón Ne
3	11 [illegible] Sodio Na	12 24,312 Magnesio Mg	←				Elementos de transición					→	13 26,9815 Aluminio Al	14 28,086 Silicio Si	15 30,9738 Fósforo P	16 32,064 Azufre S	17 35.453 Cloro Cl	18 39.948 Argón Ar
4	19 39,102 Potasio K	20 40,08 Calcio Ca	21 44,956 Escandio Sc	22 47,90 Titanio Ti	23 50,942 Vanadio V	24 51,996 Cromo Cr	25 54,938 Manganeso Mn	26 55,847 Hierro Fe	27 58,933 Cobalto Co	28 58,71 Niquel Ni	29 63,54 Cobre Cu	30 65,37 Cinc Zn	31 [illegible] Galio Ga	32 72,59 Germanio Ge	33 74,922 Arsénico As	34 78,96 Selenio Se	35 [illegible] Bromo Br	36 83.80 Kriptón Kr
5	37 85,47 Rubidio Rb	38 87,62 Estroncio Sr	39 88,905 Ytrio Y	40 91,22 Circonio Zr	41 92,906 Niobio Nb	42 95,94 Molibdeno Mo	43 99 Tecnecio Tc	44 101,07 Rutenio Ru	45 102,905 Rodio Rh	46 106,4 Paladio Pd	47 107,870 Plata Ag	48 112,40 Cadmio Cd	49 114,82 Indio In	50 118,69 Estaño Sn	51 121,75 Antimonio Sb	52 127,60 Teluro Te	53 126,904 Iodo I	54 131.30 Xénon Xe
6	55 [illegible] Cesio Cs	56 137,34 Bario Ba	57 138,91 Lantano La	72 178,49 Hafnio Hf	73 180,948 Tántalo Ta	74 183,85 Wolframio W	75 186,2 Renio Re	76 190,2 Osmio Os	77 192,2 Iridio Ir	78 195,09 Platino Pt	79 196,967 Oro Au	80 200,59 Mercurio Hg	81 204,37 Talio Tl	82 207,19 Plomo Pb	83 208,980 Bismuto Bi	84 210 plonio Po	85 210 Astato At	86 222 Radón Rn
7	87 223 Francio Fr	88 226 Radio Ra	89 227 Actinio Ac	104 Unq	105 Unp	106 Unh	107	108	109									

Sólidos	Liquidos
Gases	Sintéticos

58 140,12 Cerio Ce	59 140,907 Praseodimio Pr	60 144,24 Neodimio Nd	61 147 Prometio Pm	62 150,35 Samario Sm	63 151,96 Europio Eu	64 157,25 Gadolinio Gd	65 158,924 Terbio Tb	66 162,50 Disprosio Dy	67 164,93 Holmio Ho	68 167,26 Erbio Er	69 168,934 Tulio Tm	70 173,04 Yterbio Yb	71 174,97 Lutecio Lu
90 232,038 Torio Th	91 231 Protactinio Pa	92 238,04 Uranio U	93 237 Neptunio	94 242 Plutonio	95 243 Americio	96 247 Curio	97 247 Berkerio	98 251 Californio	99 254 Einstonio	100 253 Fermio	101 256 Mendelevio	102 254 Nobelio	103 257 Laurencio

$$\left.\begin{array}{r}\text{Si } 58{,}5 \text{ g son } 1 \text{ mol} \\ 5 \text{ g serán x moles}\end{array}\right\} X = \frac{5 \text{ g} \times 1 \text{ mol}}{58{,}5 \text{ g}} = 0{,}085 \text{ moles.}$$

Debemos tener en cuenta ahora el volumen, puesto que la molaridad es el número de moles por litro:

100 ml = 0,1 l.

Si 0,1 l contienen 0,085 moles de Na Cl

1 l contienen X moles

$$X = \frac{1 \text{ l} \times 0{,}085 \text{ moles}}{0{,}1 \text{ l}} = 0{,}85 \text{ moles de Na Cl.}$$

Por tanto, en 1 l de disolución tenemos 0,85 moles, y la molaridad de la misma es 0,85 M.

Preparar 3 litros de una solución de bicarbonato sódico 1/6 M.

Primero calcularemos el número de moles de bicarbonato sódico que necesitamos y después el número de gramos que equivalen a esos moles. Si la solución debe ser 1/6 M, cada litro de solución debe contener 1/6 de mol de bicarbonato sódico. Luego para preparar los tres litros de solución necesitaremos:

1 l ———————— 1/6 moles

3 l ———————— x moles

$$x = \frac{3 \text{ l} \times 1/6 \text{ mol}}{1 \text{ l}} = 0{,}5 \text{ moles.}$$

Ahora, ¿cuántos gramos de bicarbonato sódico son los 0,5 moles que necesitamos para preparar la solución? La fórmula química del bicarbonato sódico es Na HCO_3 y su peso molecular 84 (suma de los pesos atómicos del carbono –12–, del hidrógeno –1–, del sodio –23–, más tres veces el del oxígeno –48–.

Si 1 mol	contiene	84 g
0,5 moles	contendrán	X g

$$X = \frac{0{,}5 \text{ moles} \times 84 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 42 \text{ g de bicarbonato sódico.}$$

Una vez realizados estos cálculos, deberíamos pesar en una balanza los 42 g de bicarbonato sódico y añadir agua hasta completar un volumen total de 3 litros, obteniendo así los 3 litros de solución de bicarbonato sódico 1/6 M que se nos pedía.

¿Cuál es la concentración en porcentaje (g/100 ml) de una solución de bicarbonato sódico 1/6 M?

Ya hemos calculado en el ejemplo anterior que el peso molecular del bicarbonato sódico es 84. Si la solución es 1/6 M, un litro de solución contiene 1/6 de mol. Calculamos a cuántos gramos equivale:

$$\left.\begin{array}{r} \text{Si 1 mol contiene 84 g} \\ \text{1/6 mol contendrá X g} \end{array}\right\} X = \frac{84 \text{ g} \times 1/6 \text{ mol}}{1 \text{ mol}} = 14 \text{ g}$$

Luego 1/6 de mol de bicarbonato sódico contiene 14 g del mismo. Ahora calcularemos los gramos que habría en 100 ml de solución. Teniendo en cuenta que 100 ml equivalen a 0,1 l:

Si 1 l de solución 1/6 M contiene 14 g de bicarbonato

0,1 l contendrán X g

$$X = \frac{0{,}1 \text{ l} \times 14 \text{ g}}{1 \text{ l}} = 1{,}4 \text{ g de bicarbonato sódico.}$$

Por tanto, la concentración en porcentaje de una solución de bicarbonato sódico 1/6 M es de 1,4 g/100 ml (1,4 g%).

Calcular la masa de 10 moles de agua.

El peso molecular del agua (H_2O) es 18 (dos veces el peso atómico del hidrógeno –1– más el del oxígeno –16–). Luego,

Si 1 mol de agua pesa 18 g

10 moles pesarán X g

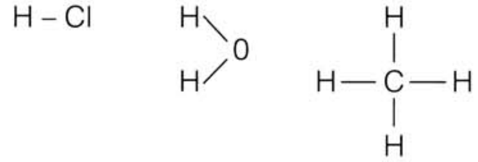
$$x = \frac{10 \text{ moles X } 18 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 180 \text{ g}$$

6.2. Normalidad

Otra de las maneras de expresar la concentración de una disolución es la **"normalidad"**. Para su comprensión debemos referirnos primero a los conceptos de "valencia" y de "equivalente" o "peso equivalente" de un elemento o compuesto químicos.

Se llama **"valencia"** de un elemento al número de átomos de hidrógeno que se combinan con un átomo de dicho elemento.

H Cl $\qquad$ H_2O $\qquad$ CH_4



En estos ejemplos, el hidrógeno (H) tiene valencia 1, el oxígeno (O) tiene valencia 2, el cloro (Cl) tiene valencia 1 y el carbono (C) tiene valencia 4.

Un **"equivalente" o "peso equivalente" o "equivalente-gramo"** es la cantidad de sustancia que reacciona, sustituye, equivale o se combina con 1 g de hidrógeno (o con el peso equivalente de otro elemento). Se calcula dividiendo el peso atómico o el peso molecular (según el caso) por la valencia con que actúa.

$$\text{Para un elemento: Peso equiv.} = \frac{\text{Peso atómico}}{\text{valencia}}$$

$$\text{Para un compuesto: Peso equiv.} = \frac{\text{Peso molecular}}{\text{valencia}}$$

Por ejemplo, cuando reaccionan cloro (Cl^-) e hidrógeno (H^+) para formar ácido clorhídrico (H Cl), 1 g de hidrógeno reacciona con 35,5 g de cloro; por tanto, el peso equivalente del cloro es 35,5 g.

El peso equivalente de un compuesto es el peso químicamente equivalente a 1 g de hidrógeno. Por ejemplo, el ácido clorhídrico contiene 1 g de hidrógeno por cada mol (o 36,5 g) de H Cl que puede ser desplazado por el Peso equivalente de un metal. Luego su peso equivalente es 36,5 g. En el caso del cloruro sódico (Na Cl), el sodio (Na) podría ser desplazado por un equivalente de hidrógeno, luego su peso equivalente sería 58,5 g. Pero en el caso del cloruro cálcico ($Ca\ Cl_2$), de peso molecular 111 g, el calcio (Ca^{++}) que tiene valencia 2, desplaza a dos átomos de hidrógeno, luego el peso equivalente del cloruro cálcico sería 111/2 = 55,5 g.

La **"normalidad" (N)** de una disolución expresa el número de equivalentes por litro de disolución. Para calcular el número de equivalentes es preciso tener en cuenta el peso equivalente del elemento o compuesto.

Con frecuencia se utiliza como unidad el **"miliequivalente" (mEq)**, cuya relación con el equivalente es:

1 equivalente = 1.000 miliequivalentes (mEq)

Se exponen a continuación algunos ejemplos en que se utiliza la normalidad.

Calcular la normalidad de una solución de cloruro potásico (K Cl) al 15%.

En primer lugar calcularemos la cantidad en gramos de KCl que habrá en 1 litro de solución, para después convertir esa cantidad en el número de equivalentes correspondiente.

La concentración de K Cl es de 15 g/100 ml. 100 ml equivalen a 0,1 l. Luego,

$$\left.\begin{array}{r}\text{Si en 0,1 l hay 15 g} \\ \text{en 1 l habrá Xg}\end{array}\right\} \quad X = \frac{1\text{ l} \times 15\text{ g}}{0{,}1\text{ l}} = 150\text{ g}$$

Por tanto, en 1 litro de solución de K Cl al 15% hay 150 g de K Cl. El peso molecular del K Cl es 74,6 (peso atómico del potasio –39,1– más el del cloro –35,5–). Como la valencia en este caso es 1, el peso equivalente del K Cl será:

$$\text{Peso equiv.} = \frac{\text{Peso molecular}}{\text{valencia}} = \frac{74{,}6}{1} = 74{,}6\text{ g. Entonces:}$$

$$\left.\begin{array}{l}\text{Si 74,6 g KCl es 1 Eq} \\ \text{150 g} \quad\quad \text{serán X Eq}\end{array}\right\} \quad X = \frac{150\text{ g} \times 1\text{ Eq}}{74{,}6\text{ g}} = 2{,}01\text{ Eq}$$

Luego, 1 l de solución contiene 2,01 equivalentes y por ello decimos que la solución es 2,01 normal (2,01 N).

Podríamos resumir los cálculos anteriores en una fórmula, que se deduce de la siguiente manera:

$$\text{n}^{\underline{o}}\text{ Eq/l} = \frac{\text{n}^{\underline{o}}\text{ g/l}}{\text{peso equiv.}} = \frac{\text{n}^{\underline{o}}\text{ g \% x 10}}{\text{Pm/v}} = \frac{\text{n}^{\underline{o}}\text{ g \% x 10 x v}}{\text{Pm}}$$

en donde, Pm = peso molecular, y v = valencia.

Aplicando esta fórmula al ejemplo anterior:

$$n^{\underline{o}}\ Eq/l = \frac{15\ g\%\ \times 10 \times 1}{74{,}6} = 2{,}01\ Eq/l$$

¿Cuántos miliequivalentes de sodio (Na^+) por litro contiene una solución de cloruro sódico al 0,9%?

El cloruro sódico (Na Cl) es una sal que al disolverla en agua se disocia en dos iones, el ion sodio (Na^+) y el ion cloruro (Cl^-). De cada molécula de cloruro sódico se origina un ion sodio y un ion cloruro. Por tanto, de cada mol de NaCl se origina un mol de Na^+ y un mol de Cl^-.

Como conocemos la concentración (en %) de cloruro sódico, calcularemos la concentración en mEq/l de este compuesto. Si aplicamos la fórmula anterior:

$$n^{\underline{o}}\ Eq/l = \frac{n^{\underline{o}}\ g\%\ \times 10 \times v}{Pm} = \frac{0{,}9\%\ \times 10 \times 1}{58{,}5} = 0{,}154\ Eq/l$$

Multiplicando por 1.000 para convertir el nº de Equivalentes en nº de miliequivalentes (1 Eq = 1.000 mEq):

$$0{,}154\ Eq/l \times 1.000 = 154\ mEq/l \text{ de Na Cl.}$$

Como de cada mEq de Na Cl en solución se produce un mEq de Na^+ y un mEq de Cl^-, la respuesta a la pregunta planteada es 154 mEq/l de ion sodio.

A una solución salina intravenosa de 500 ml tenemos que añadir 40 mEq de ion potasio (K^+). ¿Cuántos mililitros de solución de cloruro potásico (K Cl) al 15% deberemos añadir?

40 mEq de ion potasio (K^+) proceden de 40 mEq de cloruro potásico, de manera análoga al ejemplo anterior. El peso molecular (Pm) del KCl es 74,6. La valencia es 1. Luego, el peso equivalente será: Pm/v = 74,6 g/1 = 74,6 g.

$$\left.\begin{array}{l}\text{Si 1 Eq 1.000 mEq} \\ \text{X Eq son} \quad \text{40 mEq}\end{array}\right\} \quad X = \frac{40 \text{ mEq} \times 1 \text{ Eq}}{1.000 \text{ mEq}} = 0{,}04 \text{ Eq}$$

$$\left.\begin{array}{l}\text{Si 1 Eq de KCl son 74,6 g} \\ \text{0,04 Eq serán} \quad \text{X g}\end{array}\right\} \quad X = \frac{0{,}04 \text{ Eq} \times 74{,}6 \text{ g}}{1 \text{ Eq}} = 2{,}984 \text{ g}$$

Por tanto, los 40 mEq de KCl equivalen a 2,984 g de KCl. Ahora, ¿en qué volumen de la solución de la que partimos se encuentran esos gramos de K Cl?

Si 15 g se encuentran en 100 ml de solución

2,984 g se encontrarán en X ml

$$X = \frac{2{,}984 \text{ g} \times 100 \text{ ml}}{15 \text{ g}} = 19{,}89 \text{ ml}$$

Luego para añadir 40 mEq de ion potasio (K+) deben añadirse 40 mEq de cloruro potásico (K Cl), que se encuentran en 2,984 g de K Cl, los cuales están contenidos en 19,89 ml de solución de K Cl al 15%.

6.3. Molalidad

En ocasiones se emplea para expresar la concentración de una solución la **"molalidad" (m)** o número de moles de soluto por kilo de **disolvente.** Por ejemplo, una disolución 1 molal de glucosa contiene 1 mol (180 g) de glucosa disueltos en 1.000 g de agua. Como la cantidad de soluto y de disolvente se expresan en gramos, la molalidad de una solución no varía con la temperatura, al contrario de lo que ocurre cuando se expresa la concentración en cantidad de soluto por volumen total de disolución (molaridad, porcentaje, normalidad, etc.), en donde al aumentar la temperatura, aumenta el volumen y como resultado puede variar la proporción de gramos, moles o equivalentes por litro de disolución. Este efecto tiene poca importancia en el caso de disolventes líquidos (por ejemplo, agua), que es el caso más frecuente en nuestra práctica habitual.

6.4. Osmolaridad

Otra de las formas de expresar una concentración es la **"osmolaridad"**. Para entender este concepto es preciso introducir los de **"ósmosis"** y **"presión osmótica"**.

La difusión es un preceso por el cual las moléculas en estado líquido o gaseoso tienden a alcanzar una distribución uniforme en todas las partes del espacio disponible. Por ejemplo, si abrimos un frasco de perfume en un rincón de una habitación, el olor acaba extendiéndose por toda la habitación aún cuando no haya corrientes de aire.

Las moléculas están en continuo movimiento y se desplazan de forma aleatoria. Pero hay más moléculas que se alejan de una zona en la que existe una alta concentración de las mismas. Cuando las moléculas se encuentran distribuidas de modo uniforme por todo el volumen disponible, cesa el proceso de difusión.

Al igual que los gases, las moléculas en estado líquido o en disolución también presentan el fenómeno de difusión y tienden a distribuirse uniformemente en todo el disolvente. Si utilizamos una membrana semipermeable (a través de la cual pueda pasar un disolvente determinado pero no un soluto), para separar dos soluciones de distinta concentración, se produce el paso de moléculas de disolvente desde la solución menos concentrada a la más concentrada, con tendencia a igualar las concentraciones. Este fenómeno se conoce con el nombre de **"ósmosis"** y la fuerza con que se manifiesta recibe el nombre de **"presión osmótica"**.

La presión osmótica depende solamente del número de partículas disueltas en una solución. Por ejemplo, una disolución 1 molar de glucosa tiene la misma presión osmótica que una disolución 1 molar de sacarosa, ya que ambas contienen el mismo número de partículas. Pero en otros casos, la concentración de partículas osmóticamente activas no coincide con la molaridad. Por ejemplo, una disolución 0,1 M de Na Cl tiene una presión osmótica dos veces superior a la de una solución 0,1 M de glucosa. Ello es debido a que cada molécula de Na Cl se divide en solución en dos partículas osmóticamente activas, un ion Na^+ y un ion Cl^-. Como la presión osmótica no depende del tamaño, carga o forma de las partículas, sino solamente de su número, la presión osmótica de una disolución de Na Cl 0,1 M es doble de lo que su concentración molar parecía indicar.

Dos soluciones que tengan la misma presión osmótica se denominan **"isosmóticas"**. En general, es conveniente que las soluciones que se preparan para ser administradas al ser humano y que se mezclan con sus fluidos biológicos (sangre, lágrimas, etc.) tengan su misma presión osmótica. Una solución que tiene la misma presión osmótica que un líquido biológico se dice que es **"isotónica"** (mismo tono que el fluido). Si la solución tiene menor presión osmótica que el fluido biológico, se dice que es **"hipotónica"**, y en caso contrario, **"hipertónica"**.

La presión osmótica tiene una gran importancia en los seres vivos, ya que es uno de los principales factores que determinan el movimiento de los fluidos y solutos a través de las membranas celulares. Si las soluciones preparadas para su administración parenteral no son isotónicas, pueden producir irritación de las venas y las células (por ejemplo, los glóbulos rojos) pueden hincharse o arrugarse. Si la solución es hipotónica, aumenta la difusión de agua hacia el interior de la célula y se hincha; si la solución es hipertónica, tiende a salir agua desde la célula hacia el exterior y la célula se disminuye de tamaño.

Empleamos el mol como unidad de medida de la concentración de un soluto en una disolución; pero, para expresar la presión osmótica se utiliza el **"osmol" (osM),** que se define como la cantidad en gramos de una sustancia osmóticamente activa, sea molécula o ion. Es decir, el osmol expresa la actividad osmótica de un mol de partículas. Y la **"osmolaridad"** es el número de osmoles por litro de disolución e indica la concentración total de iones en una solución. La **"osmolalidad"** es el número de osmoles por 1.000 g de disolvente. En los líquidos biológicos hay poca diferencia entre osmolaridad y osmolalidad. La osmolaridad de los fluidos del cuerpo humano es de alrededor de 280-300 miliosmoles por litro (1 osmol equivale a 1.000 miliosmoles). A continuación se resuelve un problema en que intervienen estas unidades.

Una solución contiene 20 mmol de calcio por litro, procedente de cloruro cálcico cristalizado con dos moléculas de agua ($Ca\ Cl_2.2H_2O$). ¿Qué cantidad de cloruro sódico (NaCl) deberemos añadir a esta solución para que sea isotónica con el plasma sanguíneo? ¿Cuántos gramos de cada sustancia necesitamos para preparar un litro de solución isotónica?

Consideramos que la osmolaridad del plasma es 300 miliosmoles por litro (mosM/l).

La molécula de cloruro cálcico ($Ca\ Cl_2.2H_2O$) contiene dos iones de cloruro por cada ion de calcio. Entonces, por cada milimol de calcio habrá en disolución dos de cloruro. Si la solución contiene 20 mmol/l de calcio, también contendrá el doble, o sea, 40 mmol/l de cloruro; y por tanto la disolución tendrá una concentración total de 60 mosM/l.

Si el plasma tiene 300 mosM/l y en la solución de cloruro cálcico tenemos 60 mosM/l, tendremos que añadir en forma de cloruro sódico: 300 mosM - 60 mosM = 240 mosM.

El peso molecular del $Ca\ Cl_2.2H_2O$ es 147. Entonces,

Si 147 g equivalen a 1.000 mmol de calcio

X g equivaldrán a 20 mmol de calcio

$$X = \frac{20 \text{ mmol} \times 147 \text{ g}}{1.000 \text{ mmol}} = 2{,}94 \text{ g de } Ca\ Cl_2.2H_2O \text{ se necesitan para}$$

añadir 20 mmol de calcio y un total de 60 miliosmoles a la solución. Los restantes 240 miliosmoles deben estar proporcionados por el cloruro sódico (NaCl), de los cuales 120 miliosmoles corresponden al Na^+ y los otros 120 al Cl^-. El peso molecular del NaCl es de 58,5. Luego,

Si 58,5 g equivalen a 1.000 mmol de Na^+

X g equivaldrán a 120 mmol de Na^+

$$X = \frac{58{,}5 \text{ g} \times 120 \text{ mmol}}{1.000 \text{ mmol}} = 7{,}02 \text{ g de Na Cl se necesitan}$$

para añadir 120 miliosmoles de sodio y otros tantos de cloruro; es decir, un total de 240 miliosmoles.

Por tanto, para preparar una solución isotónica con el plasma deberemos disolver en agua 2,94 g de $Ca\,Cl_2.2H_2O$ y 7,02 g de Na Cl, completando hasta un volumen total de un litro.

7. CONCLUSION

La realización correcta de cálculos farmacéuticos es imprescindible para la elaboración y dosificación de los medicamentos que deben administrarse a los pacientes, así como para proporcionar información a otros profesionales sanitarios y a los propios pacientes.

Pero siempre deben tenerse en cuenta otros factores que pueden ser fundamentales para realizar e interpretar correctamente un cálculo farmacéutico, como pueden ser la indicación del fármaco, la vía de administración, la forma farmacéutica de administración, las características del paciente, etc. En muchos casos, principalmente cuando se presenta por primera vez la necesidad de hacer un determinado cálculo, deben consultarse diversos aspectos relacionados con el mismo, con el fin de evitar errores.

También debemos asegurarnos de la corrección de las operaciones aritméticas que se realizan. En muchos cálculos puede ser útil hacer una estimación previa del resultado lógico y aproximado que debería obtenerse. Así, podemos sospechar que ha habido un error si el resultado obtenido es absurdo o exageradamente mayor o menor del estimado (por ejemplo, cuando se coloca mal la coma decimal). Contribuye también a asegurarse de la corrección del resultado, la comprobación de la exactitud de cada una de las operaciones realizadas en la solución de un problema.

Antes de realizar un cálculo debe comprenderse bien el problema que se plantea, qué es lo que tenemos que calcular, la información disponible y el método que se va a emplear para su resolución. La práctica nos ayudará a realizar con seguridad los cálculos que necesitamos en nuestro trabajo.

LECTURAS RECOMENDADAS

1. Asociación Española de Farmacéuticos de Hospital: Manual para personal auxiliar de farmacia de hospital. Alicante, 1981.
2. Don JM, Masjuan MD., Pfeiffer N.: Física y Química 2.º B.U.P. Ed. Casals. Barcelona, 1991.
3. Don JM, Masjuan MD, Pfeiffer N. Física y Química 3.º B.U.P. Ed. Casals. Barcelona, 1989.
4. Hamilton LF, Simpson SG, Ellis DW. Cálculos de química analítica 7.ª ed. Ed. McGraw-Hill. Mexico, 1988.
5. Jiménez Vargas J, Macarulla J M. Físicoquímica fisiológica. 6.ª ed. Ed. Interamericana. Madrid, 1984.
6. Lowenthal W. Metrology and calculation. Cap. 9 en: Remington's Pharmaceutical Sciences. 17ª ed. Mack Publishing Company. Easton, Pensylvania, 1987.
7. Segura R. Nociones de Físico-Química para estudiantes de las Ciencias de la Salud. Salvat Editores, Barcelona, 1987.
8. Stoklosa MJ, Ansel HC. Pharmaceutical calculations. 8ª ed. Lea & Febiger. Philadelphia, 1986.

TEST DE AUTOEVALUACION

1 **Convertir el número decimal 0,4 en una fracción simplificada:**

- a 4/10
- b 0,4/1
- c 2/5
- d 4/100

2 **Convertir la fracción 6/25 en porcentaje:**

- a 0,24%
- b 24%
- c 2,4%
- d 6%

3 **Convertir 35 mcg en gramos:**

- a 0,000035 g
- b 0,00035 g
- c 0,0000035 g
- d 0,035 g

4 **Se debe administrar a un paciente una dosis de 150 mg de fenobarbital al acostarse. Si los comprimidos de fenobarbital son de 0,1 g. ¿Qué cantidad de comprimidos se debe administrar?**

- a 0,5 comp.
- b 1 comp.
- c 1,5 comp.
- d 15 comp.

5 **Se han administrado a un niño 7 ml de un jarabe de salbutamol que tiene una concentración de 2 mg/5 ml. ¿Cuántos mg del medicamento se le han administrado?**

- a 14 mg
- b 1,42 mg
- c 17,5 mg
- d 2,8 mg

6 A un paciente deben administrársele 3,2 g/d de un fármaco en cuatro dosis iguales por día. Disponemos de una solución del fármaco a una concentración de 400 mg/5 ml. ¿Cuántos mililitros deben administrarse en cada dosis?

- [a] 40 ml
- [b] 0,01 ml
- [c] 1 ml
- [d] 10 ml

7 A un paciente diabético se le han administrado 0,8 ml de un vial que contiene 400 UI de insulina en 10 ml de solución. ¿Cuántas UI de insulina se le han administrado?

- [a] 32 UI
- [b] 3,2 UI
- [c] 320 UI
- [d] Ninguna de las anteriores

8 ¿Cuántos mg de glucosa por ml de solución contiene una solución al 33%?

- [a] 0,33 mg
- [b] 3,3 mg
- [c] 33 mg
- [d] 330 mg

9 ¿Cuántos ml de una solución de aminofilina de concentración 24 mg/ml debemos tomar para preparar 500 ml de solución de concentración 72 mg%?

- [a] 3 ml
- [b] 15 ml
- [c] 30 ml
- [d] 10 ml

10 A un niño que pesa 20 kg deben administrársele 300 mcg/kg y día de clonacepán en dos dosis. ¿Cuántos ml de una solución de clonacepán de concentración 2,5 mg/ml deben administrársele en cada toma?

- [a] 2,4 ml
- [b] 3 ml
- [c] 7,5 ml
- [d] 1,2 ml

11 A un paciente deben administrársele 60 mg de nitroglicerina en perfusión endovenosa de una solución al 0,01% en 24 horas. ¿A qué velocidad en gotas/min debe administrársele la solución? (1 ml = 20 gotas).

- a 8,3 gts/min
- b 0,42 gts/min
- c 500 gts/min
- d 20 gts/min

12 ¿Cuántos gramos de bicarbonato sódico contienen 250 ml de una solución 0,5 m? (Peso molecular del bicarbonato sódico = 84 g).

- a 42 g
- b 10,5 g
- c 21 g
- d 0,5 g

13 A una solución endovenosa de gran volumen deben añadirse 27 mEq de calcio (Ca^{++}) que debemos tomar de una solución preparada en ampollas de 10 ml al 10%. ¿Cuántas ampollas deben añadirse? (Peso molecular del cloruro cálcico ($CaCl_2$) = 111).

- a 1 amp
- b 1,5 amp
- c 3 amp
- d 15 amp

14 ¿Cuántos mEq de ion sodio (Na^+) hay en 5 ml de solución de cloruro sódico (ClNa) al 20%?

- a 17,1 mEq
- b 43,5 mEq
- c 100 mEq
- d 154 mEq

15 ¿Cuál de las siguientes afirmaciones no es cierta?

- a La normalidad es una forma de expresar la concentración y es igual al número de equivales por litro de disolución
- b La molaridad es el número de moles por litro de disolución
- c La osmolaridad es el número de osmoles por litro de disolución
- d La molaridad y la normalidad son siempre iguales para cualquier sustancia

Respuestas al Test de Autoevaluación en cuadernillo aparte

AREA 5

CALCULOS BASICOS EN FARMACIA HOSPITALARIA

- *Debemos asegurarnos de la corrección de los cálculos en Farmacia Hospitalaria, con el fin de evitar errores que puedan tener consecuencias graves para los pacientes.*
- *La mayoría de los cálculos que se requieren en Farmacia Hospitalaria son sencillos y se resuelven estableciendo una proporción o "regla de tres".*
- *Cuando se establece una proporción, las unidades de medida que se comparan deben ser iguales.*
- *Deben comprobarse siempre las unidades que resultan al hacer un cálculo y que acompañan al número obtenido en dicho cálculo.*
- *En la práctica farmacéutica la unidad de medida de peso es el gramo (g) y la unidad de medida de volumen es el mililitro (ml).*
- *La concentración nos indica la cantidad de soluto que hay en una disolución.*
- *La concentración de una solución puede expresarse de diversas maneras:*
  - * *p/p (peso de soluto en peso de disolución)*
  - * *p/v (peso de soluto en volumen de disolución)*
  - * *v/v (volumen de soluto en volumen de disolución)*

  Con el fin de evitar errores no debe confundirse el volumen de disolución con el volumen de disolvente.
- *Cuando la concentración se expresa en porcentaje, se entiende –si no se indica otra cosa– que es una concentración peso/volumen (gramos de soluto en 100 ml de disolución).*
- *Desde el punto de vista químico se emplean también otras formas de expresar la concentración, tales como:*
  - * *Molaridad o número de moles de soluto por litro de disolución.*
  - * *Normalidad o número de equivalentes de soluto por litro de disolución.*
  - * *Molalidad o número de moles de soluto por litro de disolvente.*
  - * *Osmolaridad o número de osmoles por litro de disolución.*

FICHA RESUMEN

- *Es más seguro medir la dosis de un medicamento en unidades de peso o de volumen que en unidades caseras como cucharadas, cucharaditas, gotas, etc.*
- *Al hacer operaciones aritméticas, una estimación previa del resultado lógico esperado puede contribuir a evitar errores.*