

Capítulo 1

PARTE 1/4

1.1 EL HOMBRE COMO SISTEMA FISICOQUIMICO

En las ciencias morfológicas, como la histología y la anatomía, los estudiantes reciben una instrucción basada, fundamentalmente, en la descripción de las formas, características y relaciones entre los órganos y tejidos, En FISILOGIA deberán aprender cómo, por qué, de qué manera esos órganos **funcionan**. Deberán llegar a comprender los mecanismos por los cuales el hombre camina, piensa, se emociona, se reproduce. También deberán aprender cómo reaccionan los tejidos, los órganos y el hombre en su totalidad, frente a cambios en el medio exterior y en el medio que rodea sus células. Deberá comprender, en última instancia, cómo y por qué el hombre VIVE.

Para poder aproximarnos a algo tan complejo es conveniente utilizar un modelo simple, basado en dos conceptos elementales:

a) El hombre está compuesto, en un 60-65%, por AGUA y, desde el punto de vista fisicoquímico, puede ser considerado una solución cuyo SOLVENTE es agua y cuyos SOLUTOS son las proteínas, la glucosa, la urea, el sodio, el cloruro, el potasio, etc., disueltos en ella. No interesa, a los fines de este modelo, que el tejido óseo tenga sólo 22 % de agua o que la piel tenga 72% de agua: el CUERPO de un adulto tiene agua en una proporción igual al 60-65% de su peso corporal.

b) El hombre es una máquina capaz de transformar una forma de energía en otra. Así, toma la energía química almacenada en los alimentos y la utiliza para producir CALOR y TRABAJO. Habrá gasto de energía cuando el hombre realice una contracción muscular, cuando respire, cuando su sangre circule, cuando estudie o digiera sus alimentos. También se gastará energía cuando se deba mantener una diferencia de concentración de un ion, por ejemplo, entre los dos lados de una membrana celular. Se liberará calor siempre que se realice un trabajo y también para mantener una temperatura corporal diferente a la del medio exterior.

INDICE – Parte 1	Pág
1.1 EL HOMBRE COMO SISTEMA FISICOQUIMICO	1
1.2 EL AGUA CORPORAL TOTAL	2
- Los indicadores y el método de dilución	3
- Influencia de la edad y el sexo en el agua corporal total	4
1.3 LOS COMPARTIMIENTOS EXTRA E INTRACELULARES	5
1.4 ENTRADAS Y SALIDAS DE LOS COMPARTIMIENTOS CELULARES	7
- Distribución de las sustancias entre los compartimientos	9
1.5 COMPOSICION DE LOS COMPARTIMIENTOS CORPORALES	10
- Dispersiones de sólidos en agua	10
- Masa y concentración	11
1.6 CANTIDAD DE SUSTANCIA Y SOLUCIONES MOLARES	14
- Soluciones molares	17

1.2 AGUA CORPORAL TOTAL

Reducido, de este modo, el hombre a un sistema simple, hay que precisar sus límites: decir lo que es **adentro** y lo que es **afuera**. En la Fig. 1.1 el hombre está representado por su COMPARTIMIENTO CORPORAL, que está separado del exterior por EPITELIOS. Así, la mucosa del tracto digestivo, la del aparato respiratorio y la del sistema renal son los **límites** del compartimiento corporal. Es a través estos epitelios que el hombre intercambia agua, sales, oxígeno, dióxido de carbono, calor, glucosa y todo lo que necesita para la vida.

Una persona puede **tragar** algo, pero esto seguirá estando "afuera" hasta que no haya pasado el epitelio intestinal y se encuentre "adentro", en el interior del compartimiento corporal. Del mismo modo, la orina está fuera del compartimiento corporal desde el mismo momento que sale del extremo distal de los túbulos colectores renales, aun cuando después se almacene en la vejiga.

En un hombre de 70 kg se puede decir que su **compartimiento corporal** está compuesto por 42 litros de agua y 26 kg de solutos. Para decir esto hemos considerado que el 60% del peso corporal es agua y que 1 kg de agua es igual a 1 litro de agua. Entonces, el AGUA CORPORAL TOTAL es:

$$70 \text{ kg} \cdot 0,6 = 42 \text{ kg} = 42 \text{ litros de agua.}$$

De los solutos, las proteínas representan el 16% del peso corporal, las sustancias minerales el 7% y las grasas el 15%.

- **Peso húmedo / peso seco y agua corporal total**

Si alguien desea saber el contenido de agua de un trozo de hígado, por ejemplo, lo que deberá hacer es pesarlo en una balanza inmediatamente después de extraído (PESO HÚMEDO) y colocarlo luego en una estufa para evaporar el agua que está contenida en él. Cuando el peso del tejido alcanza un valor constante, se considera que se ha llegado al PESO SECO. La relación:

$$[1 - (\text{peso seco}/\text{peso húmedo})] \cdot 100$$

le dará el porcentaje de agua.

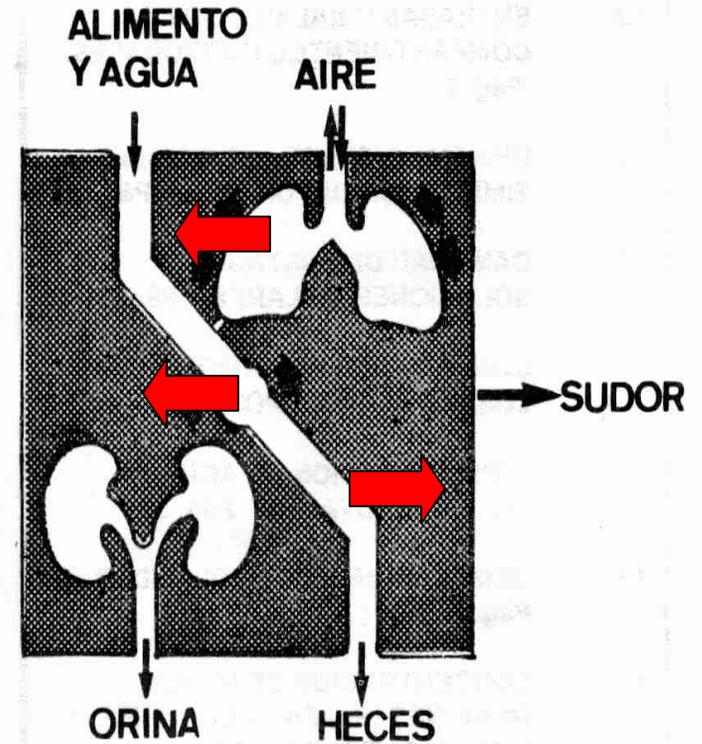


FIG. 1.1 REPRESENTACION ESQUEMATICA DEL ESPACIO CORPORAL CON SUS LIMITES EPITELIALES

- Los indicadores y el método de dilución

El procedimiento de secado en una estufa para medir el agua corporal total es algo que se puede intentar, también, en animales de experimentación pequeños pero que, sin duda, por ser un método destructivo, no tiene ninguna posibilidad de ser aplicado en un ser vivo. Para el hombre, la cifra que hemos usado de 60-65% del peso corporal como agua, proviene de un procedimiento que se puede utilizar *in vivo*: la técnica de dilución de un INDICADOR.

Si se quiere conocer el volumen de agua contenido en el recipiente de la Fig. 1.2, bastará agregar una cierta cantidad, o masa conocida, de algún colorante, por ejemplo. Como se comprende, el color que alcance la solución dependerá de la MASA de colorante que se haya agregado y del VOLUMEN en que se haya distribuido esa masa. En el caso de la figura, el volumen de distribución será el del recipiente. Con cualquier **método colorimétrico** se podrá determinar la concentración que el colorante alcanzó al diluirse.

Como, en general:

$$\text{CONCENTRACION} = \frac{\text{MASA}}{\text{VOLUMEN}}$$

En nuestro caso, usando un indicador:

$$\text{VOLUMEN DE DISTRIBUCION} = \frac{\text{MASA AGREGADA}}{\text{CONCENTRACION ALCANZADA}}$$

En el caso del AGUA CORPORAL TOTAL se puede utilizar, como indicador, **agua tritiada** (THO): agua en la que, en algunas de sus moléculas, el TRITIO (³H) reemplaza al hidrógeno (¹H) (Fig. 1.3). Como el tritio es un isótopo radiactivo del hidrógeno y es un **emisor β**, la masa incorporada, en este caso por inyección endovenosa, al compartimiento corporal, y la concentración alcanzada, puede ser determinada con un contador de radiactividad.

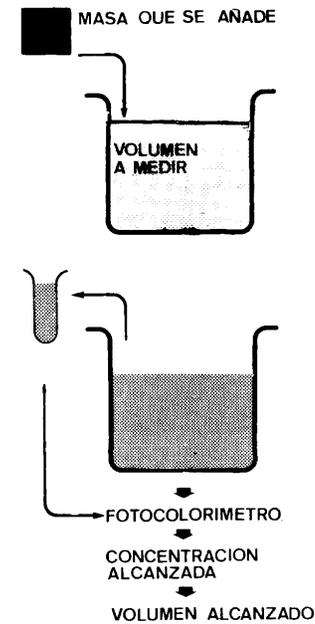


FIG. 1.2 METODO DE DILUCION PARA LA DETERMINACION DEL VOLUMEN DE UN COMPARTIMIENTO

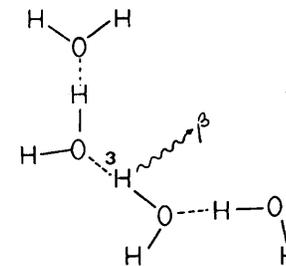


FIG. 1.3 AGUA TRITIADA

- Influencia de la constitución corporal y el sexo sobre el agua corporal total.

En la práctica médica diaria no es posible medir, en cada uno de los pacientes, el agua corporal total inyectándole agua tritiada u otro indicador. Es un procedimiento relativamente sencillo, pero que requiere de un personal y un laboratorio especializado. Por eso se suele aceptar que TODO individuo adulto y sano tiene un agua corporal total que es aproximadamente igual al 60% de su peso corporal. Este razonamiento tiene el inconveniente de no tomar en cuenta las variaciones por edad, constitución y sexo del individuo.

Edad: Un niño recién nacido tiene un porcentaje de agua, con respecto a su peso, del 76%, mientras que en un anciano éste porcentaje declina hasta ser del 51%. El "signo del pliegue" se obtiene tomando, entre el pulgar y el índice, una porción de la piel del antebrazo, por ejemplo. Si queda formado un pliegue, para un pediatra es una señal de deshidratación en un niño, mientras que esto es normal en un anciano. En ambos casos indicará la pérdida de agua de la piel y, muy posiblemente, de todo el compartimiento corporal.

Constitución: Los OBESOS tienen, con respecto a su peso, un porcentaje de agua corporal menor que un individuo de su misma edad, sexo y altura, pero de una constitución normal. Este menor porcentaje es debido a la diferente masa de tejido adiposo en uno y en otro. Mientras el músculo, por ejemplo, tiene hasta un 75% de agua, el tejido adiposo sólo tiene el 10% de su peso como agua. Si, como se dijo, un adulto tiene el 15% de su peso como grasa, esto significa, para una persona de 70 kg, 10,5 kg de lípidos, en los que habrá 1,05 litros agua. Si esa persona, que debería pesar 70 kg, pesa, por ejemplo, 100 kg, tiene un sobrepeso de 30 kg y la casi totalidad de esos 30 kg están formados por grasa. Entonces, no tendrá 60 litros de agua corporal, sino

$$(70 \cdot 0,6) = 42 \text{ litros más } (30 \cdot 0,1) = 3 \text{ litros.}$$

Así, estos 45 litros de agua corporal del obeso sólo representan el 45% de su peso.

Este razonamiento es fundamental cuando, en las salas de cirugía, por ejemplo, se debe mantener el balance hídrico de un obeso.

Existen procedimientos destinados a conocer la **MASA MAGRA**, o masa corporal desprovista de grasa, de un individuo. Estos van desde la estimación del **peso específico** (la relación masa/volumen del sujeto), hasta la medición de la masa muscular con ^{42}K , un isótopo radiactivo del potasio. Por lo general bastará encontrar, en las tablas, cuál es el peso que le corresponde a su edad, sexo y altura. A partir de ese PESO TEORICO se calculará, entonces, el agua corporal como el 60% del peso.

Sexo: En la mujer adulta, el porcentaje de grasa es algo mayor que en un hombre de su misma edad, altura y peso. Por lo tanto, el porcentaje de agua de una mujer es algo menor que el de un hombre. Sin embargo, no hay inconveniente en tomar la cifra de 60% como válida para ambos sexos.

1.3 COMPARTIMIENTOS EXTRA E INTRACELULARES

El COMPARTIMIENTO CORPORAL, que describimos como formado por el agua corporal total y los solutos totales, **separado del medio exterior por los epitelios**, se encuentra, a su vez, dividido en dos grandes compartimientos: el COMPARTIMIENTO INTRACELULAR y el COMPARTIMIENTO EXTRACELULAR.

Si el **agua corporal total** de un adulto de 70 kg es de 42 litros, 28 litros estarán dentro de las células, formando el **agua intracelular** y 14 litros estarán fuera de las células, formando el **agua extracelular**. Con respecto al peso corporal, se puede decir que el agua extracelular es el 20% del peso corporal y el agua intracelular es el 40% del peso corporal (Fig. 1.4).

A su vez, el agua extracelular está distribuida en dos compartimientos: el INTRAVASCULAR, formado por el volumen contenido dentro del árbol vascular y el INTERSTICIAL, el comprendido entre las membranas celulares, por un lado, y la pared de arterias, venas y capilares, por el otro.

El volumen de cada uno de estos compartimientos puede de ser determinado usando técnicas de dilución similares a las descritas para el agua corporal total. En cada caso, como muestra la Fig. 1.5, será cuestión de elegir apropiadamente el INDICADOR.

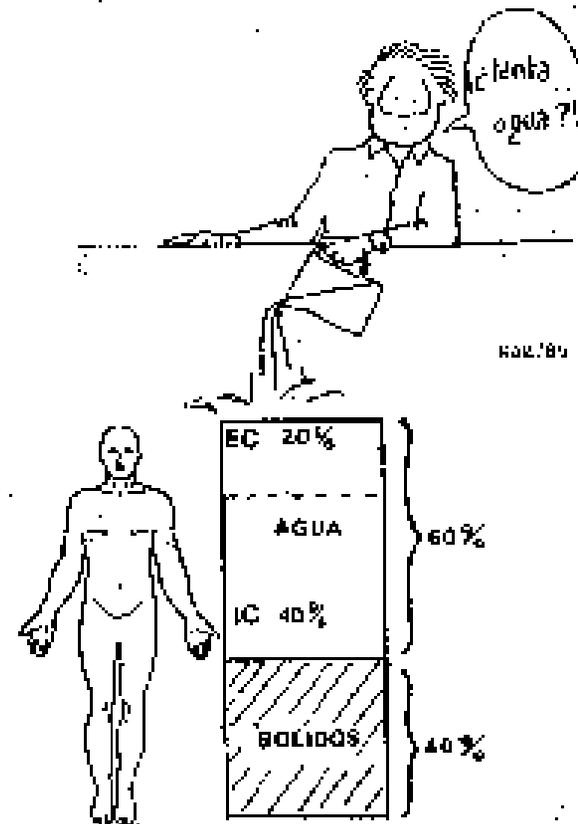


FIG. 1.4 REPRESENTACION ESQUEMATICA DE LA PROPORCION DE SOLIDOS Y AGUA EN UN HOMBRE ADULTO

- **Compartimiento intravascular:** Para el agua intravascular habrá que usar una sustancia que se distribuya en el agua contenida en el interior de los vasos, pero que no pase al intersticial. Las proteínas plasmáticas, por ejemplo, son macromoléculas que atraviesan en muy pequeña proporción las paredes capilares. Se puede inyectar, entonces, un colorante (Azul de Evans, por ejemplo) que se **adhiera** a su superficie, lo que "marcará" su espacio de distribución. Como las proteínas se distribuyen en el agua plasmática, pero no entran en los glóbulos rojos, si se quiere conocer el volumen total intravascular habrá que conocer el hematocrito del paciente (Fig. 1.6). Este indicará la proporción de glóbulos y de plasma que tiene el sujeto y se podrá conocer, entonces, el volumen sanguíneo total a partir del volumen plasmático.

- **Compartimiento extracelular:** El extracelular está formado por el intravascular y el intersticial, de modo que habrá que buscar un indicador que, inyectado en una vena, salga de los capilares, se distribuya en ambos compartimientos por igual, pero que no entre a las células, Este papel lo cumplen sustancias como la inulina y el isótopo ^{35}S , entre otros.

- **Compartimiento intersticial:** No existe una sustancia que, inyectada por una vena, salga por los capilares y se quede atrapada SOLO en el intersticial. Entonces, se deben usar dos indicadores simultáneamente: uno que se distribuya en el intravascular y otro en el extracelular. La resta del espacio de distribución de uno y otro dará el volumen del compartimiento intersticial.

- **Compartimiento intracelular:** Para determinar el agua intracelular, en la medida en que no existe un indicador que quede sólo en las células, se deben usar también dos indicadores: uno que mida el agua corporal total y otro el agua extracelular. La resta dará el intracelular.

A estos compartimientos biológicos hay que agregar el volumen de los líquidos **TRANSCELULARES**, que comprende el líquido cefaloraquídeo, el líquido sinovial, el humor acuoso, etc. Son, por lo general, productos de secreción celular y pueden considerarse una extensión del extracelular, aunque su velocidad de intercambio con el exterior es mucho más lenta

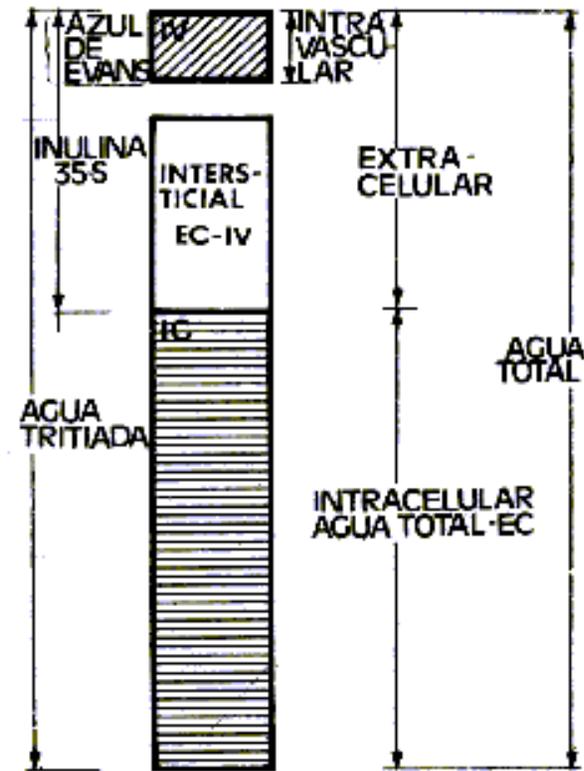


FIG. 1.5 EL USO DE INDICADORES ESPECIFICOS PERMITE DETERMINAR LOS VOLUMENES DE LOS ESPACIOS CORPORALES.

TABLA 1.1 DISTRIBUCION DEL AGUA CORPORAL DE UN ADULTO DE 70 kg

	AGUA TOTAL	INTRACELULAR	EXTRA-CELULAR	INTRA-VASCULAR	INTERSTICIAL
% DEL PESO	60	40	20	5	15
LITROS	42	28	14	3,5	10.5

La Tabla 1.1 resume, en un adulto, la distribución del agua corporal en los distintos compartimientos.

1.4 SALIDAS Y ENTRADAS DE LOS COMPARTIMIENTOS CORPORALES

Los compartimientos corporales no son compartimientos cerrados y, como se muestra en la Fig. 1.7, hay un permanente movimiento de agua y solutos entre ellos y entre el compartimiento corporal y el exterior. Debe notarse que toda sustancia que **INGRESA** al compartimiento corporal, ya sea por vía digestiva o respiratoria, debe atravesar, forzosamente, para llegar al intersticial y a las células, el compartimiento intravascular. Del mismo modo, toda sustancia que **EGRESA** del compartimiento corporal, ya sea por vía digestiva, respiratoria, urinaria o a través de la piel, también debe atravesar el compartimiento intravascular para alcanzar el exterior.

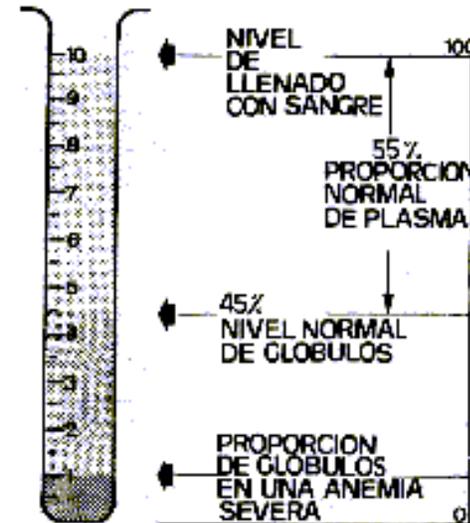


FIG.1.6 HEMATOCRITO (Ht). EN UN TUBO SE COLOCA LA MUESTRA DE SANGRE Y SE CENTRIFUGA. EL SOBRENADANTE ESTARA FORMADO POR PLASMA Y EL SEDIMENTO POR ERITRICITOS. EN UNA PERSONA NORMOHIDRATADA, LA PROPORCION DE DE ERITROCITOS/PLASMA ES DE 45% Y SE REDUCE EN LAS ANEMIAS. EL Ht AUMENTA EN LAS DESHIDRATACIONES

Es importante recordar que, aunque el compartimiento intravascular, y en especial el agua plasmática, es la VIA OBLIGADA para el paso de todas las sustancias que entran y salen del organismo, éste es sólo una pequeña parte de todo el compartimiento corporal. Es habitual extraer, en un paciente, una muestra de sangre por punción de una vena del pliegue del codo, analizar la CONCENTRACION de una determinada sustancia disuelta en el agua plasmática y procurar estimar la situación de esa sustancia en **todo** el compartimiento corporal. Más aún, es frecuente, a partir de esa muestra, inferir conclusiones sobre el estado de salud o enfermedad del individuo. Esto sólo será posible, hasta cierto punto, si se conoce cómo esa sustancia se DISTRIBUYE entre los distintos compartimientos.

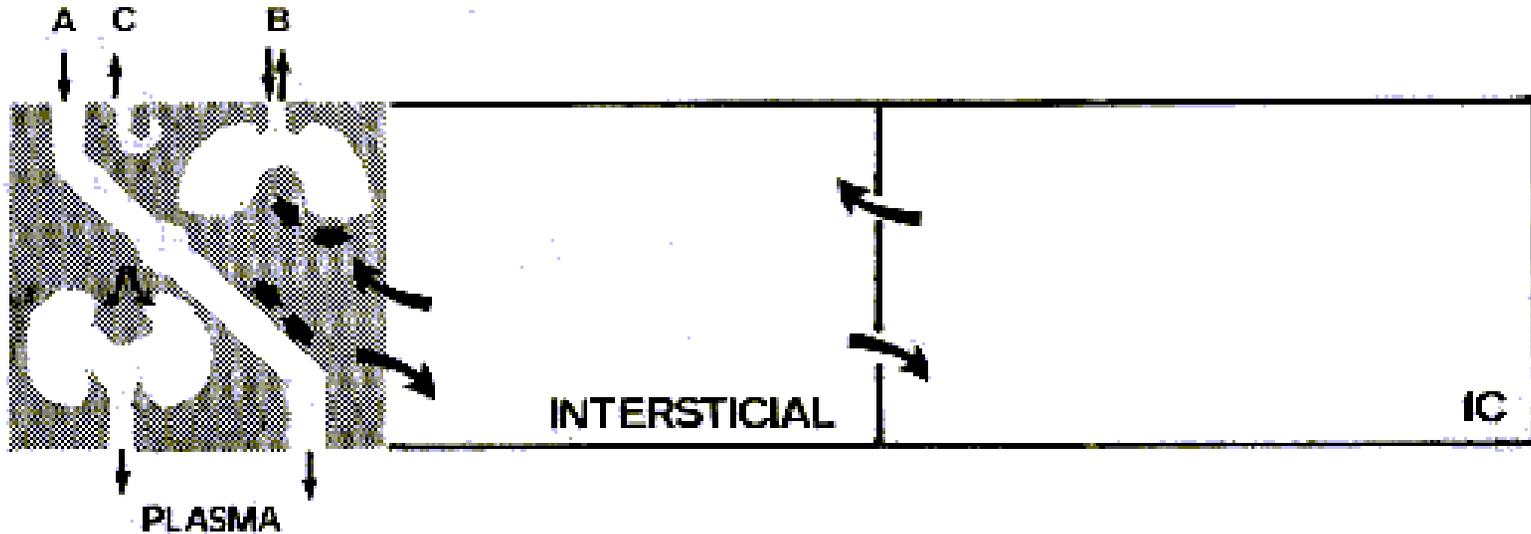


FIG. 1.7 EL INTRAVASCULAR ES LA VIA DE ENTRADA Y SALIDA DE AGUA, SOLUTOS Y GASES AL COMPARTIMIENTO CORPORAL. A) EL AGUA Y LOS ALIMENTOS ENTRAN POR LA BOCA AL TUBO DIGESTIVO. ALLI SON ABSORBIDOS, PASANDO AL ESPACIO INTERSTICIAL A TRAVES DE LA PARED DE LOS CAPILARES Y DE ALLI AL INTRACELULAR (IC) A TRAVES DE LAS MEMBRANAS CELULARES. EL AGUA Y LOS PRODUCTOS DEL METABOLISMO PASAN DE LAS CELULAS AL INTERSTICIAL Y DE ALLI AL INTRAVASCULAR, DE DONDE SON EXCRETADOS POR VIA RENAL Y DIGESTIVA. B) LOS GASES ATMOSFERICOS SIGUEN UN CAMINO SIMILAR, SIENDO ABSORBIDOS Y ELIMINADOS POR VIA PULMONAR. C) LAS GLANDULAS SUDORIPARAS PERMITEN LA ELIMINACION DE CALOR DEL AGUA QUE TOMAN DEL PLASMA

- Distribución de sustancias entre los compartimientos: Para entender más claramente qué significa esto de la distribución entre los compartimientos, pongamos cuatro ejemplos muy claros.

- a) La distribución de los glóbulos rojos.
- b) La distribución de la urea.
- c) La distribución del ion Na^+
- d) La distribución del agua.

Los GLOBULOS ROJOS están presentes en el compartimiento intravascular en una concentración que, de acuerdo al individuo y a circunstancias, está entre 4 y 5 millones / mm^3 ($1 \text{ mm}^3 = 1 \mu\text{L}$). No hay glóbulos ni en el intersticial ni en el intracelular, simplemente porque, en condiciones normales, los glóbulos rojos no pueden atravesar el epitelio capilar.

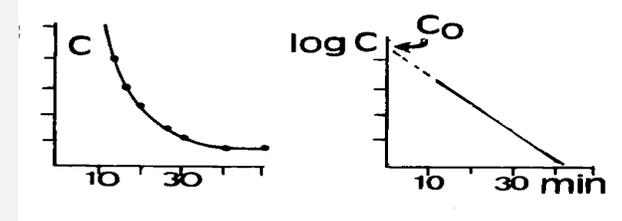
La UREA está presente en el intravascular, el intersticial y el intracelular en, aproximadamente, la misma concentración (0,3 g/ L). Sin hacer en ninguna otra consideración, podemos decir que la urea se distribuye homogéneamente y que ni el endotelio capilar ni la membrana celular significan **barreras** efectivas para su movimiento. Así es que la urea "marcada" (^{14}C -urea) puede ser usada como indicador para medir el agua corporal total de un individuo.

El SODIO está presente en el agua plasmática y en el agua intersticial en concentraciones muy similares ($\sim 140 \text{ mEq/L}$), y aunque la concentración en el intersticial es algo menor (ver p. 32), se suele considerar que la distribución es homogénea entre estos dos compartimientos. Lo llamativo es que en el intracelular la concentración de Na^+ es de tan sólo 12 mEq/L. Sin entrar a juzgar el mecanismo por el cual esta concentración intracelular se mantiene baja, queda claro que la membrana celular **debe** estar actuando sobre el Na^+ , impidiendo que sus concentraciones intra y extracelulares se igualen. Al mismo tiempo, es obvio que el endotelio capilar no es una barrera efectiva para este ion.

El AGUA, por su parte, es, de todas las sustancias del organismo, la que más fácilmente atraviesa los límites de los compartimientos. De allí que no sea posible encontrar, más que por brevísimos

INDICADORES QUE SE ESCAPAN DE LOS COMPARTIMENTOS

La idea de inyectar una MASA de un indicador y al tiempo medir la CONCENTRACION requiere que, en el lapso que media entre el momento de la inyección y la extracción de la muestra, no se haya perdido indicador. Esta pérdida ocurre sobre todo con los marcadores extravasculares, como la inulina y el agua tritiada: cuando se los inyecta se distribuyen rápidamente en la sangre y luego pasan al extracelular y a toda el agua corporal. Mientras esto sucede, parte del indicador es eliminado por la orina hacia el exterior. De ese modo, cuando se calcula el volumen de distribución de acuerdo a la fórmula $V = M / C$ se comete un error si se toma a M como la masa inyectada. Debería usarse la masa real presente en el compartimiento al tiempo de la extracción y ésta no es más que (masa inyectada - masa perdida). Hacer esto requeriría medir la masa del indicador en la orina, por ejemplo, y esto no es fácil de hacer, en especial porque el volumen de orina que se puede conseguir, en un tiempo corto, es generalmente pequeño y con mucho error. Por eso se prefiere CALCULAR cuál hubiera sido la concentración si no se hubiera perdido nada. ¿Cómo se logra esto? Simplemente se toman VA-RIAS muestras de sangre a distintos tiempos después de la inyección del indicador y se analiza, en cada una de ellas, la concentración. Se gráfica la concentración en función del tiempo y se obtiene lo siguiente:



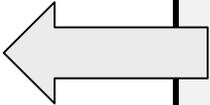
El gráfico de la izquierda es la representación de la concentración en una escala uniforme y el de la derecha en una escala logarítmica. Como la función es EXPONENCIAL, se obtiene una recta y se puede extrapolar hasta que corte el eje y (línea punteada). La intersección corresponde a la concentración que habría en el compartimiento a tiempo cero: un tiempo en el que no puede haberse perdido NADA. Usando ahora la masa inyectada y la concentración a tiempo cero, se puede calcular el espacio de distribución del indicador y, lógicamente, el volumen del compartimiento.

intervalos, diferencias de concentración de agua entre uno y otro compartimiento.

1.5 COMPOSICION DE LOS COMPARTIMIENTOS BIOLÓGICOS

Para comprender por qué puede haber una diferente relación entre un **SOLUTO** determinado y el **SOLVENTE** (agua), en los distintos compartimientos, se hace necesario conocer:

- a) Qué tipo de DISPERSION forma la sustancia en el compartimiento.
- b) Qué MASA y qué CONCENTRACION hay de esa sustancia.
- c) Qué FLUJO hay de esa sustancia entre los compartimientos.
- d) Qué FUERZA IMPULSORA gobierna esos movimientos.



LOS PUNTOS a) y b) referidos a las características de las soluciones son tratados en este capítulo mientras que los puntos c) y d), que tienen que ver con el movimiento de soluto y de solvente serán tratados en el capítulo 2

- Dispersiones de sólidos en agua en los compartimientos

Los términos soluto y solvente se han usado, hasta ahora, de un modo muy general, para indicar, en el primer caso, la sustancia que se encuentra en menor proporción y, en el segundo (obligatoriamente agua para los compartimientos biológicos), la que se encuentra en mayor proporción. Estrictamente hablando, el agua no es un solvente para los glóbulos rojos, por ejemplo, en la medida en que estos no se disuelven en el agua, sino que se encuentran **suspendidos** en ella. En fisicoquímica se suele clasificar a las mezclas o DISPERSIONES de sustancias en agua, como:

- 1) Suspensiones groseras.
- 2) Suspensiones coloidales.
- 3) Soluciones verdaderas.

En la TABLA 1.II se muestran algunos elementos que diferencian una de otra a estas dispersiones. Sin embargo, la clave está en el TAMAÑO de las partículas del soluto y su ESTABILIDAD. Así, en la sangre, los glóbulos rojos forman una suspensión grosera y bastará dejar en reposo un tubo con sangre para ver que los glóbulos sedimentan, se van hacia el fondo, separándose la sangre en dos fases: PLASMA y GLOBULOS. Si ahora, en ese plasma, se quiere separar las proteínas, que están formando una suspensión coloidal, en el agua plasmática, se verá que estas no sedimentan espontáneamente

TABLA 1.II CLASIFICACION DE LAS DISPERSIONES AGUA - LIQUIDO

	Diámetro de las partículas (nm)	Visibilidad de las partículas	Estabilidad	Difusión a través de membranas
Suspensiones groseras	mayor de 100	Buena	Escasa	Nula
Suspensiones coloidales	1 a 100	sólo al ultramicroscopio o al m. electrónico	Regular	Escasa
Soluciones	menor de 1	Nula	Buena	Buena

Sin embargo, si se agrega un ácido al plasma, se formarán agregados proteicos y la suspensión pasará de coloidal a grosera, con lo que las proteínas PRECIPITAN. Por último, si se quiere separar el Na⁺ o el Cl⁻ del agua plasmática, se verá que éstos no sedimentan, no se forman dos fases y sólo por procedimientos más enérgicos, como la destilación, por ejemplo, se logra separar el agua y los iones. Esto se debe a que están formando una **solución verdadera**.

- Masa y concentración

- Masa: La unidad de MASA en el **Sistema Internacional** (SI) es el kilogramo (kg), pero, en Medicina, solo se usará esta unidad cuando se quiera, por ejemplo, expresar el peso de un individuo. También se puede usar para expresar la masa de agua de una solución, pero, por lo general, para indicar cantidades de **solutos** es más habitual usar **gramos** (g) o **miligramos** (mg), por ser unidades más apropiadas.

- Volumen: La unidad de VOLUMEN en el SI es el **metro cúbico** (m³), pero resulta más conveniente usar el **decímetro cúbico** (dm³) y el **centímetro cúbico** (cm³). Estas unidades de volumen deberán ir reemplazando al tradicional litro (L) y mililitro (mL). Una unidad muy usada en Medicina es el decilitro (dL), igual a 100 mL o 100 cm³.

-

TABLA 1.III UNIDADES DE MASA – gramos (g)		
kilogramo (kg)	10 ³	
gramo (g)	1	
miligramo (mg)	10 ⁻³	
microgramo (µg)	10 ⁻⁶	
nanogramo (ng)	10 ⁻⁹	
UNIDADES DE VOLUMEN		
	cm³	litros
centímetro cúbico (cm ³)	1	10 ⁻³
decímetro cúbico (dm ³)	1000	1
litro (L)	1000	1
decilitro (dL)	100	10 ⁻¹
mililitro (mL)	1	10 ⁻³
microlitros (µL)	10 ⁻³	10 ⁻⁶
milímetro cúbico (mm ³)	10 ⁻³	10 ⁻⁶
nanolitro (nL)	10 ⁻⁶	10 ⁻⁹

- **Concentración:** Para conocer la situación de una sustancia en un compartimiento biológico se hace necesario conocer la **masa** de la sustancia en estudio y el **volumen** en que se encuentra distribuida. Así, será posible decir que un determinado paciente tiene un volumen plasmático de 3800 mL y una masa de urea, disuelta en ese plasma, de 14 g. Se está dando la información completa sobre el soluto UREA en el compartimiento PLASMA. Sin embargo, ésta no es la forma habitual de expresar la relación existente entre el soluto y el solvente. Lo corriente es que al paciente se le extraiga una MUESTRA de sangre, generalmente de unos pocos mililitros y se separe, por centrifugación, el plasma, y en él se analice. con algún método apropiado, la CONCENTRACION de esa sustancia (Fig. 1.8). En el ejemplo que hemos puesto de la urea, sería:

MASA: 1,14 g

VOLUMEN: 3800 mL

$$\text{CONCENTRACION} = \text{MASA} / \text{VOLUMEN} = 1,14 \text{ g} / 3800 \text{ mL} = 0,3 \text{ g/L}$$

En la práctica médica, por lo general se mide sólo la concentración y a partir de ella se **calculan** los otros elementos. Nótese que la concentración es una PROPIEDAD INTENSIVA de las soluciones y, como tal, es independiente de la masa y del volumen que se haya tomado en la muestra.

Por esa misma razón, TODOS los valores siguientes expresan exactamente lo mismo:

Concentración de urea en plasma	0,3 g/L
	300 mg/L
	30 mg/100 cm ³
	30 mg/dL
	0,3 mg/mL
	0,3 µg/µL

A estas expresiones se podría agregar una variedad enorme de combinaciones. Desgraciadamente, no existe, pese a todos los esfuerzos realizados, una unidad de criterio para indicar las concentraciones y se debe, permanentemente, convertir una unidad en otra

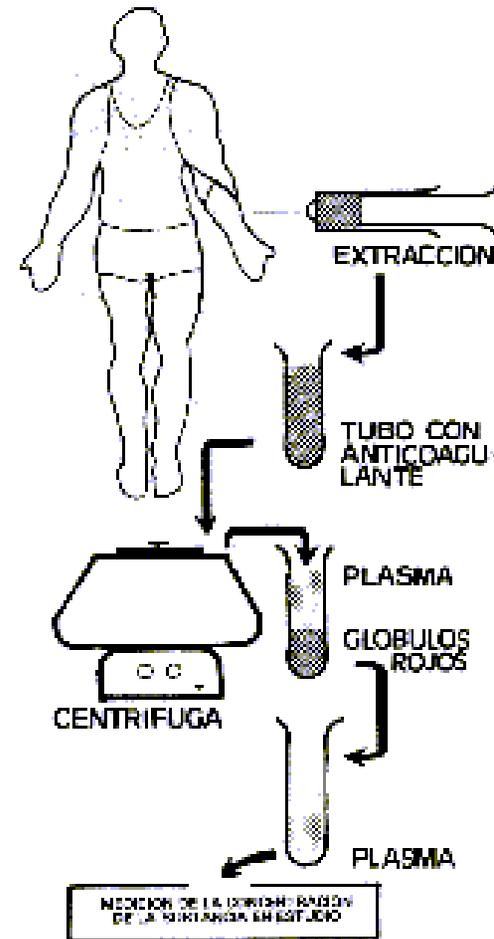


Fig. 1.8 EN MEDICINA, LA INFORMACION ACERCA DE LA SITUACION DE UNA SUSTANCIA EN EL CUERPO SE OBTIENE, POR LO GENERAL, EXTRAYENDO UNA MUESTRA DE SANGRE DE UNA VENA DEL PLIEGUE DEL CODO, LA QUE SE COLOCA EN UN TUBO CON ANTICOAGULANTE, SE CENTRIFUGA Y SE SEPARA EL PLASMA. EN EL SE ANALIZA, POR ALGUN METODO APROPIADO, LA CONCENTRACION DE LA SUSTANCIA

El concepto de **propiedad intensiva** puede, quizás, ser mejor entendido si se recuerda que la TEMPERATURA es una propiedad intensiva, mientras que el CALOR es una **propiedad extensiva**. Una aguja de coser puede tener la misma temperatura que un bloque de acero de una tonelada, pero su calor es infinitamente más pequeño. Si del bloque se extrae una masa, ya sea de 1 gramo o de 100 kg, la temperatura será, en ambos, la misma. Esto también ocurre con la concentración: si la solución es homogénea, la concentración será la misma para cualquier volumen.

- **Concentración y masa de un soluto en un paciente:** Si, como se dijo (pág.9), la urea está homogéneamente distribuida en los compartimientos biológicos, su concentración será la misma en el intracelular y el extracelular. Esto no quiere decir, por supuesto, que la masa de urea en cada uno de ellos sea la misma, ya que el volumen intracelular es el doble del volumen extracelular. Imaginemos que al hospital llega un paciente con una insuficiencia renal crónica, una enfermedad que determinó, como signo característico, un aumento de la concentración de urea en plasma. Supongamos que en este caso la concentración **medida** de urea es de 0,9 g/L, tres veces superior a lo normal. Podríamos limitarnos a decir que la concentración es... ALTA. Sin embargo, como sabemos que la urea se distribuye sin restricciones por todos los compartimientos, podemos decir que el paciente tiene 0,9 g gramos de urea por cada litro de **agua corporal**. Si el paciente pesa, por ejemplo, 70 kg, tendrá 42 litros de agua corporal y 37,8 g de urea en TODO su cuerpo. ¿Cuánto **debería** tener si estuviera sano? Multiplicando la concentración normal de 0,3 g/L por 42 litros daría una MASA normal de 12,6 g. El médico que trate al paciente debe pensar que, cualquiera sea el tratamiento que use, debe **sacar** del paciente (37,8 g - 12,6 g) = 25,2 g de +urea. Esto es más lógico que limitarse a decir que hay que "bajarle" la urea.

¿... y si la compramos hecha...?



COMO SE PREPARA UNA SOLUCION

Las expresiones g/L ó mg / 100 mL y, más aún la muy usada "%", como indicación de una solución, suelen crear dudas sobre cómo se hace para prepararlas en el laboratorio. ¿Cuál es la masa y cuál es el volumen que hay que poner para preparar una solución de glucosa al 5%? Básicamente será cuestión de pesar 5 gramos de glucosa, ponerlos en un matraz de 100 mL y agregar agua hasta la marca. En la medida que la glucosa que esta en el matraz ocupa un volumen, el agua agregada será menor a los 100 mL, pero no es necesario saber cuanta agua se puso. La expresión "5%" indica que hay 5 g de glucosa por cada 100 mL de SOLUCION y que esta está formada por el volumen del soluto y el volumen del solvente. Los productos farmacéuticos y las recetas magistrales se preparan de ese modo y así el "recipe" o "receta" de la solución al 5% diría:

Rp/
glucosa 5 g agua
agua destilada csp 100 mL

donde csp quiere decir "cantidad suficiente para", el volumen necesario para completar los 100 mL . Sabiendo que la concentración es una propiedad intensiva, será cuestión de preparar, manteniendo la concentración constante, el volumen de solución que se desee. Si se necesitan 500 mL de solución al 5% se pesaran 25 g de glucosa y se agregará agua hasta 500 mL, si se necesitan 10 litros se pesarán 500 g, etc.

1.6 CANTIDAD DE SUSTANCIA Y SOLUCIONES MOLARES

- **Concepto de mol:** Las concentraciones expresadas como "gramos por litro", (g/L), o cualquiera de sus variantes, son de uso cotidiano en medicina. Sin embargo, tienen el grave inconveniente de no permitir conocer, inmediatamente, el número de moléculas de solutos que hay una cierta unidad de volumen. Supóngase que tenemos 2 soluciones: una de glucosa al 5% (5 g/100 cm³ ó 5 g/dL) y otra de urea, también al 5%. No habrá duda que la MASA de glucosa, por unidad de volumen, será igual a la MASA de urea por unidad de volumen. Lo que no se puede afirmar es que el número de MOLECULAS de glucosa sea igual al número de MOLECULAS de urea.

Imaginemos que, como muestra la Fig. 1.9, una membrana, con propiedades parecidas a las de una membrana celular, separa en dos compartimientos el volumen de un recipiente. En el recipiente de arriba (A) hay glucosa al 5% en el lado 1 y agua en el lado 2. En el de abajo (B) hay urea al 5% en el lado 1 y agua en el lado 2. Como se verá más tarde, en sistemas como éste se pueden describir fenómenos como difusión, ósmosis, transporte activo, etc. En TODOS ellos, el fenómeno estará relacionado con el NUMERO DE MOLECULAS, ATOMOS, IONES y, en general, PARTICULAS de solutos y de agua que hay cada uno de los compartimientos. En este caso hay la misma masa por unidad de volumen de glucosa que de urea, pero hay 3 veces más moléculas de urea, por unidad de volumen, que de glucosa.

Esta afirmación de que hay más moléculas de urea que de glucosa viene del concepto de MOL. Así, 1 mol de CUALQUIER SUSTANCIA tiene el mismo número de moléculas, átomos, iones o, para usar una expresión general, partículas. Actualmente se define al mol como:

1 MOL ES LA CANTIDAD DE SUSTANCIA DE UN SISTEMA QUE CONTIENE TANTAS UNIDADES ELEMENTALES COMO ATOMOS HAY EN 0,012 kg DE CARBONO-12.

De allí podemos deducir: 12 g (0,012 kg) es el peso atómico del carbono-12, el elemento que se toma como base para determinar el peso atómico de todos los otros elementos. Por lo tanto, un mol de cualquier sustancia es una cantidad de esa sustancia, expresada

EN ESTE MOMENTO USTED DEBE RESOLVER EL PROBLEMA 1, CON SUS 4 PARTES PLANTEADO AL FINAL DEL CAPITULO

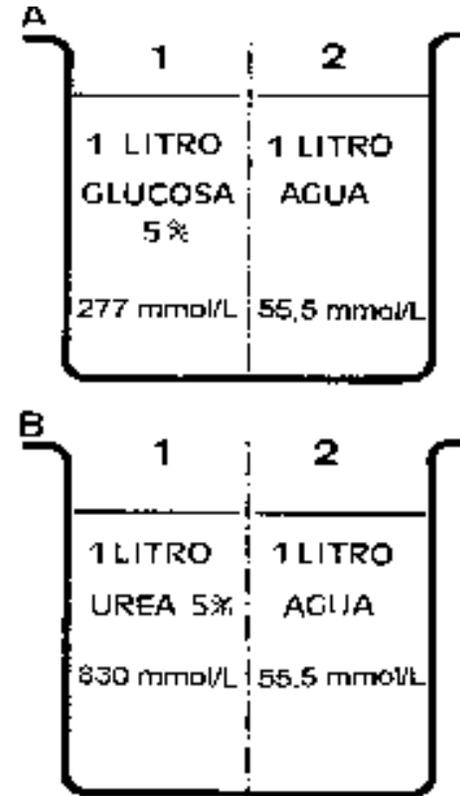


FIG. 1.9 DOS SOLUCIONES, UNA DE UREA Y OTRA DE GLUCOSA, TIENEN CONCENTRACIONES IGUALES SI SE LAS EXPRESA COMO MASA/VOLUMEN, PERO SON DIFERENTES SI SE LAS CALCULA COMO MOLES/LITRO

en gramos, igual a su peso atómico. Por extensión, para sustancias que se encuentra formando **moléculas**, es la cantidad de esa sustancia, expresada en gramos, igual a su peso molecular. Lo fundamental, en todo caso, reside en que:

UN MOL DE CUALQUIER SUSTANCIA CONTIENE EL NUMERO DE AVOGADRO DE ATOMOS, IONES, MOLECULAS Y, EN GENERAL, PARTICULAS Y ESTE ES IGUAL A $6,02 \cdot 10^{23}$ PARTICULAS.

Se puede entonces, redefinir el MOL diciendo que:

1 MOL ES LA CANTIDAD DE SUSTANCIA QUE CONTIENE $6,02 \cdot 10^{23}$ PARTICULAS.

De este modo, como el peso atómico del Na^+ es 23, sería necesario **pesar** 23 g de Na^+ para obtener 1 mol de iones sodio y en esa masa habría $6,02 \cdot 10^{23}$ iones Na^+ . En la medida en que un ion Na^+ es un átomo de sodio que ha perdido un electrón. se puede decir que en mol de Na^+ hay una defacto del 1 mol de electrones, o de $6,02 \cdot 10^{23}$ electrones.

No habría inconveniente en hablar de "un mol de honrmigas", ¡si fuera posible obtener la enorme cantidad que significa $6,02 \cdot 10^{23}$ hormigas! Para el caso de la Fig. 1.9, el peso molecular (pm) de la urea es de 60 por lo que 1 mol pesa 60 g o, más sencillamente:

pm de la UREA: 60 g/ mol

El peso molecular de la glucosa es 180 y, del mismo modo, pm de la GLUCOSA: 180 g/ mol

En la solución de **urea** al 5% hay 5 g de urea por cada 100 cm^3 ó 50 g urea por cada litro de solución. Entonces:

60 g/L 1 mol/L de urea
50 g/L $x = 0,83$ mol/L de urea

Esto equivale a decir que la solución de urea al 5% tiene una concentración de:

$0,83 \text{ mol} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas/mol} = 4,99 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de urea}$
por litro de solución.

En la solución de glucosa al 5% hay 5 g de glucosa por cada 100 cm^3 o 50 g de glucosa por cada litro de solución. De ese modo:

160 g/L 1 mol/L de glucosa
50 g/L $x = 0,277 \text{ mol/L de glucosa}$

Esto equivale a tener $1,66 \cdot 10^{23}$ moléculas de glucosa por litro de solución. En la Fig. 1.9, en el lado 1 del recipiente B hay MAS moléculas de soluto que en el lado 1 de recipiente A. La relación de los pesos moleculares es:

$$\frac{\text{pm glucosa}}{\text{pm urea}} = \frac{180}{60} = 3$$

y la relación del número de moléculas es:

$$\frac{\text{número de moléculas de urea/L}}{\text{número de moléculas de glucosa/L}} = \frac{4,99 \cdot 10^{23}}{1,66 \cdot 10^{23}} = 3$$

Como se ve, cuanto MAYOR es el peso molecular de la sustancia, MENOR será el número de partículas por UNIDAD DE MASA.

En general:

$$\frac{(\text{pm sustancia})_1}{(\text{pm sustancia})_2} = \frac{(\text{N}^\circ \text{ de partículas sustancia})_2}{(\text{N}^\circ \text{ de partículas sustancia})_1}$$

Por eso, al comienzo de esta discusión. afirmamos que había 3 veces más moléculas de urea que de glucosa, a pesar de que las concentraciones, en gramos por litro, eran iguales.

- Soluciones molares

Como se comprende, las SOLUCIONES EXPRESADAS EN MOLES son soluciones, como cualquiera de las que señalamos antes, en las que hay una **masa** de sustancia disuelta en un **volumen**. La única diferencia es que hay que realizar un CALCULO PREVIO para saber cuanta masa hay que colocar en el matraz para obtener una determinada concentración en moles. Así, como vimos, una solución de glucosa al 5% es una solución que tiene 0,277 moles por litro y se dirá: "Solución de glucosa: 0,277 mol/L".

Es poco frecuente usar, en Medicina, soluciones de una concentración tan alta como para tener que hablar de MOLES por litro. Lo habitual es que la sustancia se encuentre en los líquidos orgánicos en concentraciones del orden de los MILIMOLES (1 mmol = 10^{-3} mol) y, así, la solución de glucosa será de 277 mmol/L. Una notación muy conveniente, sobre todo cuando se quieren evitar confusiones en las ecuaciones, es decir:

$$277 \text{ mmol/L} = 277 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$$

También, de acuerdo al SI:

$$277 \text{ mmol} \cdot \text{dm}^3 = 277 \text{ mmol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

Recordando la propiedad intensiva de las soluciones, esta concentración se puede expresar de muchas maneras:

$$277 \text{ mmol/L} = 277 \text{ } \mu\text{mol/mL} = 0,277 \text{ mmol/mL} = 0,277 \text{ } \mu\text{mol/}\mu\text{L}$$

El término SOLUCION MOLAR se usa para definir la solución que tiene una cierta cantidad de moles por litro de solución y, en nuestro caso, se diría "solución de glucosa 0,277 molar" ó 0,277 M. Aunque ésta forma de expresar es muy usada, es preferible señalar siempre las unidades (0,277 mol/L).

**EN ESTE MOMENTO USTED DEBE
RESOLVER EL PROBLEMA 2, CON SUS 4
PARTES, PLANTEADO AL FINAL DE ESTE
CAPITULO**

**FIN DE LA PARTE 1 DEL
CAPITULO 1
CONTINUA PARTE 2**

Capítulo 1

PARTE 2/4

- Soluciones en las que la concentración está expresada en "moles por kilogramo de solvente" (SOLUCIONES MOLALES)

Se trata de soluciones que, como las soluciones en mol/L, dan una indicación directa del número de partículas que hay en solución. Lo que es diferente es, antes que nada, el modo de prepararlas. ¿Cómo se prepara, por ejemplo, una solución de NaCl que tenga 150 milimoles por kilogramo de agua? Como el pm del NaCl es 58,5 g/mol, habrá que pesar, en una balanza:

1000 mmol NaCl 58,5 g
150 mmol NaCl $x = 8,775$ g

Luego hay que tomar otra balanza, de mayor capacidad, y PESAR 1 kg de agua destilada. A esa cantidad de agua se le agregarán los 8,775 g de NaCl y se tendrá preparada una solución:

NaCl: 150 mmol/kg ó 150 mmol . kg⁻¹

Es una solución que se suele llamar "150 milimolar", pero, aquí también, es preferible dar todas las unidades. En una solución como ésta, en la que la **masa** del soluto está disuelta en una determinada **masa** de solvente, **no interesa el volumen que alcance la solución**. Lo importante es, siguiendo con el ejemplo, que 150 mmol de NaCl se han **disuelto** en una MASA DE AGUA.

Veamos la importancia que puede tener preparar una solución de un modo u otro. Supongamos que en vez de una solución simple formada por glucosa y agua, tenemos PLASMA. Allí el solvente es **agua**, pero es una solución compleja en la que hay glucosa, sodio, cloruro, urea, ácido úrico, proteínas, lípidos, etc., etc. y donde cada uno de ellos ocupa una parte del volumen total. ¿EL Na⁺, el Cl⁻ están, en realidad, disueltos en un volumen de plasma? No, están disueltos sólo en el agua plasmática. Es por eso que, desde punto de vista fisicoquímico, es más correcta la expresión en "**moles por kilogramo de solvente**", que la expresión "**moles por litro de solución**". Sin embargo, como discutiremos en detalle al tratar las soluciones osmolales, para soluciones diluidas la diferencia en concentración, al prepararlas de uno u otro modo, no suele ser muy grande y se puede, sin grandes problemas, usarse la forma "moles/litro", si se prefiere.

INDICE - Parte 2	Pág
- SOLUCIONES MOLALES	1
- Número de moléculas de agua en 1 kilogramo de agua.	3
.1.7 SOLUCIONES ELECTROLITICAS	2
- Disociación electrolítica	3
- Tipos de enlaces	3
- Enlace iónico o electrovalente	4
- Iones monovalentes, divalentes y trivalentes, pero no tetra o pentavalentes	4
- Uniones covalentes	6
- Análisis de una solución electrolítica usada en el tratamiento de las deshidrataciones.-	8
- Naturaleza polar del agua y su propiedad como solvente	10
- El agua y los solutos en soluciones diluidas	11
- Concentración de iones en una solución	11
- Equivalentes, miliequivalentes y soluciones normales	13

- Número de moléculas de agua en 1 kilogramo de agua.

El uso de una **masa** de agua en vez de un volumen de agua tiene la ventaja de darnos, indirectamente, la cantidad de moléculas de agua que hay en la solución. Al colocar 1 kg de agua, se sabe que se ha puesto una cantidad fija de MOLECULAS DE AGUA. Si el pm del agua es 18 g/mol ó 0,018 kg/mol, en 1 kg habrá:

$$\begin{aligned} 0,018 \text{ kg de agua} &\dots\dots\dots 1 \text{ mol de agua} \\ 1 \text{ kg de agua} &\dots\dots\dots x = 55,5 \text{ mol de agua} \end{aligned}$$

Se puede hablar, entonces, de la CONCENTRACION DE AGUA que hay en 1 kg de agua pura. Habrá:

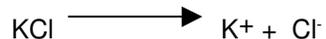
$$1 \text{ kg de agua} \text{ -----} > 55,5 \text{ mol/kg}$$

En síntesis, en las soluciones "molales", o, mejor dicho, las expresadas como "osmol/kg", es más sencillo ver todos los componentes de la SOLUCION. Así, en una solución de UREA (pm: 60 g/mol) que tuviera 5 mmol/kg, podríamos decir:

	Soluto	Solvente
masa	0,3 g	1 kg
moles	5,0 mmol	55,5 mol
partículas	$3,01 \cdot 10^{21}$	$3,34 \cdot 10^{25}$

1.7 SOLUCIONES ELECTROLITICAS

Se llaman **soluciones electrolíticas** a todas aquellas en las que el soluto se encuentra disuelto en el solvente formando IONES. En una solución de NaCl, KCl o Na₂SO₄ no hay ni una sola molécula de cloruro de sodio, cloruro de potasio o sulfato de sodio. Así:



Al ver esto, cabe preguntarse por qué el NaCl se disocia en 2 partículas tan elementales como el Cl⁻ y el Na⁺, el KCl también en 2 iones, mientras que el Na₂SO₄ se disocia dando, por un lado, 2 iones sodio y, por el otro, un RADICAL sulfato, que tiene 1 azufre y 4 oxígenos. La respuesta vendrá de la comprensión de qué es una DISOCIACION y cómo ésta se relaciona con los TIPOS DE ENLACE que hay entre las distintas partes de una molécula y con las propiedades o NATURALEZA DEL AGUA.

- Disociación electrolítica

Los iones, que están ya preformados en la sal, aun en su forma cristalina, se disocian al entrar en solución siempre y cuando haya alguna fuerza que pueda romper sus enlaces. Pero tenemos que desviarnos un momento e ir a ver:

- ¿Qué es un enlace electroestático?
- ¿Qué es un enlace covalente?
- ¿Por qué el agua es una sustancia polar?

- Tipos de enlaces

Consideramos primero el caso del SODIO. Su ATOMO **forma fácilmente uniones o enlaces con otro átomos o conjunto de átomos** y tiene una configuración electrónica como muestra la tabla 1.IV. Hay 2 electrones en el nivel K, 6 en el nivel L y 1 en el nivel M. En la medida que en su núcleo hay 11 protones, el átomo resulta NEUTRO.

Los GASES NOBLES, como el ARGON, XENON, etc., por su parte, son químicamente inertes, ya que **no forman uniones o enlaces con otros átomos**. ¿Qué es lo que diferencia al sodio de estos elementos? En la tabla 1.V se puede ver que los gases nobles tienen una distribución electrónica muy particular, en la que todos, salvo el Helio, tienen 8 electrones en la última capa o nivel.

TABLA 1. IV
CONFIGURACION ELECTRONICA DE LOS ELEMENTOS MAS COMUNES EN LOS SERES VIVOS Y DE ALGUNOS GASES NOBLES (*)

				K		L		M		N
PERIODO	ELEMENTO	SIMBOLO	Z	1s	2s	2p	3s	3p	3d	4s
I	Hidrógeno	H	1	1						
	Helio*	He	2	2						
II	Litio	Li	3	2	1					
	Carbono	C	6	2	2	2				
	Nitrógeno	N	7	2	2	3				
	Oxígeno	O	8	2	2	4				
	Neón*	Ne	10	2	2	6				
III	Sodio	Na	11	2	2	6	1			
	Magnesio	Mg	12	2	2	6	2			
	Fósforo	P	15	2	2	6	2	3		
	Cloro	Cl	17	2	2	6	2	5		
	Argón*	A	18	2	2	6	2	6		
IV	Potasio	K	19	2	2	6	2	6		1
	Calcio	Ca	20	2	2	6	2	6		2
	Hierro	Fe	26	2	2	6	2	6	6	2

Los **gases nobles** se IONIZAN, es decir, pierden o ganan electrones del último nivel, con **mucho dificultad** y se ha atribuido esta propiedad a los ocho electrones periféricos, por lo que se dice que "**el octeto está completo**" y el elemento no puede combinarse (Ver la Nota Aparte: LA LEY DEL OCTETO: UNA GUIA PERO NO EXPLICACION)

Para que el SODIO pueda cumplir con esta LEY DEL OCTETO deberá perder el único electrón tiene en su última capa (M) y como la capa más interior (L) tiene 8 electrones, se habrá alcanzado la "cifra estabilizadora". Con 10 electrones en las órbitas, el ATOMO SODIO es ahora el ion SODIO (Na⁺).

El CLORO, a su vez, tiene una configuración electrónica como la que muestra la Tabla 1.IV. Con 17 electrones orbitales y 17 protones en el núcleo, el átomo es neutro, pero en la última capa hay 7 electrones y tampoco cumple con la ley del octeto. La forma más sencilla de lograr la estabilidad sería ganar 1 electrón y convertirse en IÓN CLORURO (Cl⁻).

- Enlace iónico o electrovalente

El sodio y el cloruro forman fácilmente una SAL, la de cloruro de sodio, en la medida en que uno ha "**cedido**" 1 electrón y el otro lo ha "**aceptado**", convirtiéndose en los iones correspondientes. El Cl⁻ y el Na⁺ permanecerán unidos por atracción electrostática, formando un ENLACE IONICO o ENLACE ELECTROVALENTE.

En el estado sólido, el NaCl forma un cristal, como muestra la Fig. 1.10. La estructura cristalina le ha hecho perder movilidad al ion Na⁺ y al ion Cl⁻ y, en este estado, a pesar de haber iones positivos y negativos, el cloruro de sodio conduce muy mal la corriente eléctrica. Esto se debe a que no hay CARGAS ELECTRICAS LIBRES. Si, ahora, el NaCl es fundido o, más fácilmente, se DISUELVE en agua, los iones Na⁺ y Cl⁻, con sus CARGAS, quedan libres y la corriente eléctrica es conducida con mayor facilidad.

Este tipo de soluciones, formadas por iones y que conducen la corriente eléctrica son las llamadas SOLUCIONES ELECTROLITICAS.

TABLA 1.V

CONFIGURACION ELECTRONICA DE LOS GASES NOBLES	
Helio	2
Neón	2,8
Argón	2,8,8
Criptón	2,8,18,8
Xenón	2,8,18,18,8
Radón	2,8,18,32,18,8

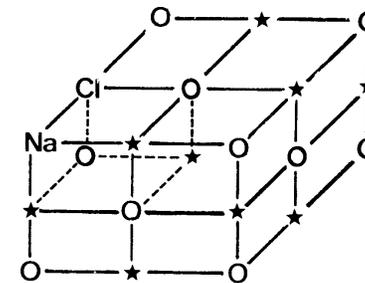


Fig. 1.10 EL CLORURO DE SODIO AL ESTADO SOLIDO, COMO CRISTAL

- Iones monovalentes, divalentes y trivalentes, pero no tetra o pentavalentes

Las uniones electrovalentes, en las que un anión se une con un catión, pueden ocurrir, por lo general, sólo en los casos en que sea relativamente "fácil" llegar a 8 como el número de electrones de la última capa de cada uno de los átomos intervinientes.

Así existirá el SODIO, que tenía 9 electrones en la última capa, perdió 1 y se convirtió en Na^+ , MONOVALENTE; el CLORO, que tenía 7 electrones, ganó 1 y se convirtió en Cl^- , MONOVALENTE; el CALCIO tenía 2 electrones en la capa N, pero 8 en la capa M, perdió 2 electrones de la última capa y se convirtió en Ca^{++} ó Ca^{2+} , DIVALENTE. También existen elementos como el ALUMINIO, que pierde sus 3 electrones de la capa M, queda con 8 en la capa L y se convierte en Al^{3+} , TRIVALENTE.

- **Valencia y energía de enlace.** En base a esto, se podría definir VALENCIA como:

VALENCIA ES EL NUMERO DE ELECTRONES QUE UN ATOMO DEBE PERDER O GANAR PARA LLEGAR A LA CONDICION DE ESTABILIDAD DE 8 ELECTRONES EN LA ULTIMA CAPA.

Para arrancar un electrón de su órbita se hace necesario gastar una cierta **cantidad de energía** llamada ENERGIA DE ENLACE. De acuerdo a la LEY DE COULOMB, de la atracción entre cargas eléctricas, esta energía será tanto MENOR cuanto MAYOR sea la distancia entre el **núcleo** y el **electrón**. Esa energía de ionización también será tanto MAYOR cuanto MAYOR sea la carga neta del átomo. Así, la energía necesaria para arrancar el primer electrón de la última capa del calcio no es la misma que se necesita para arrancar el segundo: al perder el primer electrón, la suma de las cargas negativas y positivas deja de ser cero, hay una CARGA NETA positiva y la atracción sobre el segundo electrón aumenta. Será necesaria una mayor energía para sacarlo de su órbita.

Por esa razón, aunque teóricamente sería posible encontrar iones tetra o pentavalentes, éstos no existen en la naturaleza, ya que la energía de ionización que se requeriría sería enorme.

LA LEY DEL OCTETO: GUIA PERO EXPLICACION

La ley del octeto solo debe ser usada como guía o regla para ver las condiciones en que ocurre un fenómeno. Experimentalmente se ha demostrado que si el átomo tiene 8 electrones en la última órbita es más estable, pero este hecho no explica la estabilidad y tampoco por que son necesarios 8 y no 7 ó 6.

Solo el estudio de los orbitales, las energías de ionización, etc. podría dar una explicación en el sentido real de la palabra. De todos modos, la ley del octeto ayuda a ver cuando una ionización puede ocurrir y cuando no, lo que es bastante.

Si esto es así, ¿cómo, entonces, se une con otros átomos el CARBONO, por ejemplo, que tiene 4 electrones en la última capa?

Uniones covalentes

Alternativamente, la unión entre diversos átomos puede darse de un modo en que dos o más átomos COMPARTAN sus electrones. Veamos el caso del TETRACLORURO DE CARBONO (CCl₄). La configuración electrónica de cada uno de los átomos intervinientes es:

	K	L	M
⁶ C	2	4	
¹⁷ Cl	2	8	7

Si el CARBONO "cediera" un electrón, el cloro completaría el octeto pero el carbono quedaría inestable, con 3 electrones en la última capa. La opción es unir 4 CLOROS con 1 CARBONO, del modo que muestra la Fig. 1.11.

En esta notación, cada punto o cuadrado representa un electrón de la última capa. Si se mira cada uno de los átomos **por separado**, se verá que TODOS tienen 8 electrones, cumpliéndose la ley del octeto.

Esta unión de dos o más átomos por pares de electrones se llama UNIÓN COVALENTE y en la medida en que ninguno de los átomos intervinientes ha ganado o perdido electrones, no hay formación de iones. En estas condiciones, las moléculas formadas SOLO por uniones covalentes son malas conductoras de la electricidad y cuando se disuelven en agua forman soluciones NO-ELECTROLITICAS.

- Uniones covalentes coordinadas

En el caso del CCl₄, para formar la unión covalente, el CARBONO cedía un electrón y el CLORO también un electrón, para formar un PAR. Existen uniones en las que los 2 electrones son cedidos por UNO de los átomos intervinientes (DONANTE), mientras que el otro sólo lo recibe (ACEPTOR). Se tratará de una unión llamada COVALENTE COORDINADA y tiene las mismas características generales de las uniones covalentes.

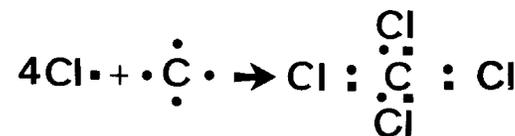


FIG. 1.11: ENLACES EN EL TETRACLORURO DE CARBONO.

- Enlaces del Cl
- Enlaces del C

- **Uniones electroestáticas, uniones covalentes y covalentes coordinadas en la misma molécula.**

En las moléculas de sulfato de sodio, fosfato de sodio, lactato de sodio, gluconato de calcio, etc., que son muy usadas en Medicina, coexisten diversos tipos de enlaces, y el comportamiento de estas moléculas en soluciones acuosas dependerá de lo que ocurra con cada una de estas uniones.

Desde un punto de vista general, se puede decir que los enlaces por covalencia son más fuertes y forman sistemas más estables que los enlaces iónicos. Por ejemplo, al DISOLVERSE en agua, en el SULFATO DE SODIO (Na_2SO_4) se romperá el enlace iónico que mantenía unidos a los dos Na^+ con el "resto" de la molécula. Como los 4 oxígenos y el azufre están unidos por enlaces covalentes, la formación de la SOLUCION no los separará, quedando un radical SULFATO (SO_4^-), con carga negativa (anión).

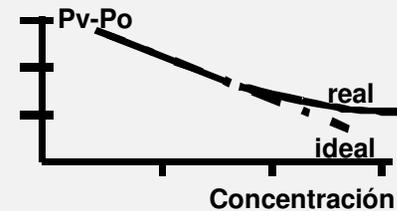
De este modo, la molécula de Na_2SO_4 , que estaba constituyendo una sola UNIDAD ELEMENTAL, se ha dividido en 3 unidades o PARTICULAS ($\text{Na}^+ + \text{Na}^+ + \text{SO}_4^-$).

En la TABLA 1.VI se han resumido las características de algunas sustancias que son de uso frecuente en la práctica médica. Allí se podrá ver los cationes y aniones que se forman en cada caso, así como el número de partículas que aparecen cuando estas sustancias entran en solución.

Nota: En todos estos razonamientos se ha considerado siempre una disociación completa del electrolito, producto de una reacción irreversible como la del $\text{NaCl} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$, típica de los **electrolitos fuertes**. Sin embargo, hay un grupo de sustancias (**electrolitos débiles**), que al disolverse en agua dan una reacción del tipo $\text{AC} \leftrightarrow \text{A}^- + \text{C}^+$. Esto indica que un cierto número de moléculas pueden permanecer como no disociadas (AC) en solución. El grado de disociación de estas sustancias aumenta a medida que la solución se hace más diluida. (Ver Cap. 8)

CONCENTRACIONES Y ACTIVIDADES

Cuando, en todo este capítulo, hemos hablado de concentración, lo hemos hecho para indicar una relación entre la masa y el volumen. Una pregunta puede ser: ¿por qué nos interesa tanto las concentraciones? Adelantándonos a lo que veremos en el Cap. 2 diremos que hay una serie de propiedades, como la difusión, los potenciales eléctricos y químicos, la presión de vapor, el punto de congelación, etc., etc., que son FUNCION de la CONCENTRACION. Tomemos el caso de la presión de vapor (P_v), una propiedad de las soluciones que **disminuye** cuando la concentración del soluto en solución **aumenta**. Eso se ve en la figura siguiente, donde P_o es la presión de vapor del solvente puro (agua en nuestro caso)



En la zona de bajas concentraciones, hay una relación lineal entre P_v y C . Sin embargo, cuando la concentración aumenta, la linealidad se pierde y hay un comportamiento **real** que es diferente al **ideal**, al teóricamente esperado: P_v disminuye MENOS que lo esperado. Al aumentar la concentración comienza a haber interacción entre las moléculas de la solución y es como si, habiendo dos moléculas disueltas, estas empezaran a actuar como si hubiera una sola. Para pasar de lo ideal a lo real se usa un factor de corrección llamado **coeficiente de actividad** (γ), válido para cada sustancia y para cada concentración. γ valdrá 1 para soluciones diluidas y, en general

$$\text{Actividad} = \gamma \cdot \text{CONCENTRACION}$$

Todas las propiedades señaladas arriba cambian con la actividad y si hemos hablado (y seguiremos hablando) de concentraciones es simplemente porque en Medicina se usan soluciones relativamente diluidas.

TABLA 1.VI CARACTERICAS DE ALGUNAS SUSTANCIAS ELECTROLITICAS USADAS EN LA PREPARACION DE SOLUCIONES DE USO EN MEDICINA

	Fórmula	Catión	Anión	No	pm
SODIO					
Cloruro	NaCl	Na ⁺	Cl ⁻	2	58,5
Bicarbonato	NaHCO ₃	Na ⁺	HCO ₃ ⁻	2	84
Acetato	Na(C ₂ H ₃ O ₂)	Na ⁺	C ₂ H ₃ O ₂ ⁻	2	82
Lactato	Na(C ₃ H ₅ O ₃)	Na ⁺	C ₃ H ₅ O ₃ ⁻	2	112
Sulfato	Na ₂ SO ₄	2 Na ⁺	SO ₄ ⁼	3	142
Fosfato (di-básico)	Na ₂ HPO ₄	2 Na ⁺	HPO ₄ ⁼	3	142
Fosfato (monobásico)	NaH ₂ PO ₄	Na ⁺	H ₂ PO ₄ ⁻	2	120
Gluconato	Na(C ₆ H ₁₁ O ₇)	Na ⁺	C ₆ H ₁₁ O ₇	2	218
POTASIO					
Cloruro	KCl	K ⁺	Cl ⁻	2	74,5
Fosfato (di-básico)	K ₂ HPO ₄	2 K ⁺	HPO ₄ ⁼	3	174
Fosfato (monobásico)	KH ₂ PO ₄	K ⁺	H ₂ PO ₄ ⁻	2	136
CALCIO					
Cloruro (anhidro)	CaCl ₂	Ca ²⁺	2 Cl ⁻	3	111
Cloruro	CaCl ₂ +6H ₂ O	Ca ²⁺	2 Cl ⁻	3	219
Gluconato	Ca(C ₆ H ₁₁ O ₇) ₂	Ca ²⁺	2 C ₆ H ₁₁ O ₇ ⁻	3	430
MAGNESIO					
Cloruro	MgCl ₂	Mg ²⁺	2 Cl ⁻	3	95

No: número de partículas en una disociación completa pm; peso molecular

- **Análisis de una solución electrolítica usada en el tratamiento de las deshidrataciones.**

En base a la TABLA 1.VI podemos ahora analizar un producto comercial, el "**Normosol-R con Dextrosa**" usado en el tratamiento intravenoso de las deshidrataciones. Aquí están indicadas las MASAS de cada una de las sustancias que el fabricante usó para preparar el producto, pero, al disolverse en AGUA, no existirá ya cloruro de sodio sino Na^+ y Cl^- , no existirá acetato de sodio sino Na^+ y $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$, etc. La única molécula que permanecerá como tal será la de glucosa, donde las uniones entre sus átomos son todas covalentes.

De este modo, será una solución que contiene:

- 1) **Na^+** proveniente del: Cloruro de sodio (NaCl)
Acetato de sodio ($\text{C}_2\text{H}_3\text{NaO}_2$)
Gluconato de sodio ($\text{C}_6\text{H}_{11}\text{NaO}_7$)
- 2) **K^+** proveniente del: Cloruro de potasio (KCl)
- 3) **Mg^{2+}** proveniente del Cloruro de magnesio (MgCl_2)
- 4) **Cl^-** proveniente del Cloruro de potasio (KCl)
Cloruro de magnesio (MgCl_2)
Cloruro de sodio (NaCl)
- 5) **Glucosa**
- 6) **$\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$** proveniente del: Acetato de sodio
- 7) **$\text{C}_6\text{H}_{11}\text{O}_7^-$** proveniente del : Gluconato de sodio

Normosol-R con Dextrosa

Dextrosa (d-glucosa) 5 g
Cloruro de sodio 526 mg
Acetato de sodio 222 mg
Gluconato de sodio..... 502 mg
Cloruro de potasio 37 mg
Cloruro de magnesio 14 mg
Agua para inyección c.s.p 100 mL

- Naturaleza polar del agua y su propiedad como solvente.

Para que un cristal, como el del NaCl, al entrar en SOLUCION, se **separe** en Na^+ y Cl^- tiene que haber actuado una **fuerza** que venza las uniones electroestáticas que los mantenían unidos y que, una vez separados, impida que se vuelvan a unir. Esta función la puede cumplir el AGUA porque su molécula se comporta como un DIPOLO, con un extremo positivo, que se unirá al Cl^- y un extremo negativo que se unirá al Na^+ (Fig. 1.12).

Si se recuerda, un CONDENSADOR o capacitor puede estar formado por dos placas cargadas, separadas por una sustancia que impide que las cargas eléctricas se junten. Esta sustancia es una DIELECTRICO y en él ocurre una **polarización** de sus cargas, orientándose como muestra la Fig. 1.13. Algo similar ocurre con el agua y los iones: las cargas son los aniones y cationes y el dieléctrico es el agua.

La capacidad dieléctrica del agua, esto es, su propiedad de mantener separadas cargas opuestas, es muy alta, sobre todo si se la compara con la capacidad dieléctrica de otros solventes, como el etanol o la acetona (ver TABLA 1.VII). Es, entonces, por la naturaleza POLAR del agua y su alta capacidad dieléctrica, que las sales en solución acuosa se disocian en iones y los iones formados permanecen como tal, sin recombinarse.

- Por qué la molécula de agua es un dipolo

En el agua, los átomos de hidrógeno y de oxígeno se encuentran unidos por **enlaces covalentes**, estando escasamente ionizada: hay sólo 0,1 micromol (10^{-7} mol de H^+) y 0,1 micromol (10^{-7} mol de OH^-) por cada kilogramo de agua, mientras que hay 55,5 moles de H_2O por cada kilogramo de agua. En esas condiciones, puede decirse que es una molécula neutra, con igual número de cargas positivas y negativas. Sin embargo, la distribución de los electrones DENTRO de la molécula le da una asimetría eléctrica, de modo que los NUCLEOS de hidrógeno aparezcan "desnudos". Por eso el extremo donde está el HIDROGENO se comporta como un POLO POSITIVO. A su vez, el OXIGENO atrae a parte de los electrones de la molécula, comportándose como un POLO NEGATIVO. Así el agua, actuando

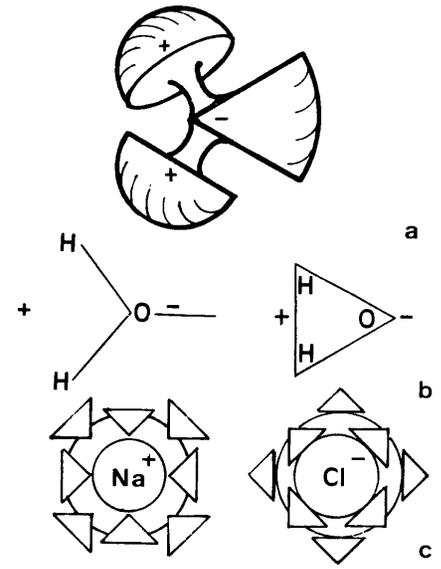


FIG. 1.12 LA MOLECULA DE AGUA Y SU ACCION COMO DIPOLO. a) LA MOLECULA DE AGUA TIENE UNA DISPOSICION TRIDENSIONAL QUE, POR SENCILLEZ, SE ESQUEMATIZA COMO SE MUESTRA EN b), CONFORMANDO UN DIPOLO. EN c) LAS MOLECULAS DE AGUA DISPUESTAS ALREDEDOR DEL Cl^- Y EL Na^+ . NOTESE LA DIFERENTE ORIENTACION DE LAS MOLECULAS DE AGUA

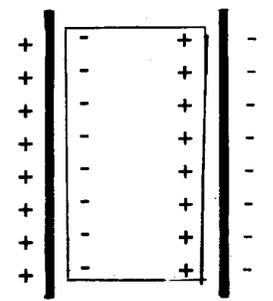


FIG. 1.13 EL AGUA CUMPLE EL MISMO PAPEL QUEL DIELECTRICO EN ESTE CAPACITOR

como un dipolo, creará una capa de "hidratación" (solvatación) alrededor de los iones, que debilita, por la distancia que se establece, la fuerza de atracción entre ellos.

- El agua y los solutos en soluciones diluidas

Los líquidos biológicos, como el plasma, el líquido intersticial, el citosol, etc., son todas soluciones acuosas diluidas. El PLASMA sanguíneo, por ejemplo, tiene tan sólo un 7% de sólidos y un 93% de agua. En esas condiciones, las moléculas de agua están, en su inmensa mayoría, formando uniones entre si y, en mucho menor proporción, uniones con solutos (Fig. 1.14).

- Concentración de iones en una solución

Como ya señaláramos en el párrafo 1.6, es necesario, para manejar conceptos básicos como difusión, ósmosis, transporte activo, etc., conocer el número de moléculas, átomos y, en general, partículas que hay en un determinado volumen de una solución. Para las SOLUCIONES ELECTROLITICAS, en las que participan IONES, es necesario también conocer cuántas VALENCIAS hay aportadas por aniones y cationes.

Para el ion Na⁺ sabemos que hay un "defecto" de 1 electrón por átomo, de modo que en 1 MOL de iones sodio hay un defecto de $6,02 \cdot 10^{23}$ electrones. Eso quiere decir que FALTA 1 mol de electrones. Para el Cl⁻ se puede decir que hay un "exceso" de 1 electrón por átomo y SOBRA 1 mol de electrones por cada mol de iones cloruro.

Para la **unión electroestática** TIENE que haber una cantidad EQUIVALENTE de cargas de uno y otro signo para que la combinación ocurra, lo que no significa que debe haber el mismo número de átomos o iones.

En la solución "**Normosol-R con Dextrosa**", que describimos, se colocaron 526 mg de NaCl en 100 mL de solución o, lo que es lo mismo, 5,26 g de NaCl por litro. Si el pm del NaCl es 58,5 g/mol

$$58,5 \text{ g/L} \dots\dots 1000 \text{ mmol/L de NaCl}$$

$$5,26 \text{ g/L} \dots\dots x = 89,9 \sim 90 \text{ mmol/L de NaCl}$$

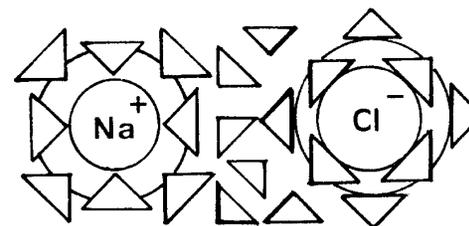


FIG. 1.14 LAS MOLECULAS DE AGUA FORMAN UNIONES ENTRE SI Y CON LOS IONES DE LA SOLUCION

**TABLA 1. VII
CONSTANTE DIELECTRICA* DE ALGUNOS LIQUIDOS
A 25° C.**

HEXANO	1,90
BENCENO	2,28
ETER	4,30
ACETONA	21,20
ETANOL	24,30
AGUA	78,50

Las constantes dieléctricas se obtienen comparando la capacidad de un capacitor con líquido entre sus placas y al vacío

En estos 90 milimoles por litro de NaCl habrá 90 milimoles por litro de iones Na^+ y, por supuesto, 90 milimoles por litro de iones Cl^- y como el Na^+ y el Cl^- son **monovalentes**, habrá 90 milimoles de electrones en "exceso" aportados por el cloruro, y 90 milimoles de electrones en "defecto", atribuibles al sodio. En este caso hay un número IGUAL de cargas y de átomos.

En esa misma solución, el MgCl_2 está en una concentración de 14 mg/ 100 mL o, lo que es lo mismo, 0,14 g/L. Si:

$$\text{pm MgCl}_2 = 95,2 \text{ g/mol}$$

$$95,2 \text{ g/L} \dots\dots 1000 \text{ mmol/L de MgCl}_2$$

$$0,14 \text{ g/L} \dots\dots x = 1,47 \text{ mmol/L de MgCl}_2$$

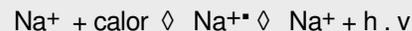
Como CADA molécula de MgCl_2 está formada por dos átomos de cloro y un átomo de magnesio, al disociarse en la solución quedarán 1,47 mmol/L de magnesio, pero quedarán $(2 \cdot 1,47 \text{ mmol/L}) = 2,94 \text{ mmol/L}$ de cloruro.

Como cada ion Mg^{2+} tiene DOS valencias, se puede decir que en la solución hay: $(2 \cdot 1,47 \text{ mol/L}) = 2,94 \text{ mmol/L}$ de VALENCIAS POSITIVAS, aportadas por el Mg^{2+} . También se puede decir que como el ion Cl^- tiene UNA valencia, hay 2,94 mmol/L de VALENCIAS NEGATIVAS, aportadas por Cl^- . En este caso hay un número IGUAL de cargas eléctricas, pero no hay el mismo número de átomos o iones. Lo que sí debe quedar muy claro es que en toda sal hay un número IGUAL DE CARGAS POSITIVAS Y NEGATIVAS y eso se mantendrá en la solución, conservándose el principio de la ELECTRO-NEUTRALIDAD.

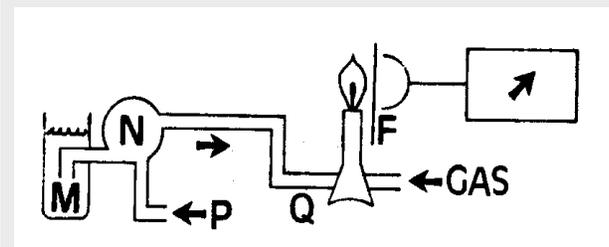


COMO SE DETERMINA LA CONCENTRACION DE SODIO Y POTASIO EN LAS SOLUCIONES

Para medir la concentración de Na^+ y K^+ en soluciones como las que estamos describiendo y también en muestras de plasma y orina, lo habitual es usar un FOTOMETRO DE LLAMA, un instrumento basado en que todo metal, al ser calentado a una temperatura suficiente, EMITE una luz característica. Hágase la prueba de arrimar a una llama un alambre de cobre y se verá que la llama toma un color verdoso. Del mismo modo, la luz característica del Na^+ es amarilla, la del K^+ rojo-violáceo, etc. La reacción que le da origen se puede escribir, para el Na^+ , por ejemplo:



donde Na^{*+} presenta al sodio en el estado excitado, que alcanza la estabilidad emitiendo un FOTON, caracterizado por h , la constante de Planck, y ν , la frecuencia de la radiación. El aparato tendrá la disposición siguiente:



(N) es un nebulizador donde se mezcla la muestra (M) con aire a presión, llegando por una tubería al quemador (Q) alimentado con gas. La intensidad de luz emitida por el quemador es transformada en corriente eléctrica por una fotocélula y medida con una amperímetro. El filtro (F) deja pasar, si en la muestra hay varios metales, la longitud de onda característica de la sustancia que se quiere medir. Por supuesto, el fotómetro debe ser calibrado usando standards (soluciones con concentraciones conocidas del elemento a medir)

- Equivalentes, miliequivalentes y soluciones normales

Es conveniente, ahora, encontrar una manera de expresar el número de VALENCIAS que hay en una determinada masa de sustancia. El **mol** ya no nos sirve porque, como se vio, en 1 mol de una sustancia puede haber el doble de valencias que en 1 mol de otra, a pesar de tener el mismo número de iones.

Podemos usar el término EQUIVALENTE, que definiremos como:

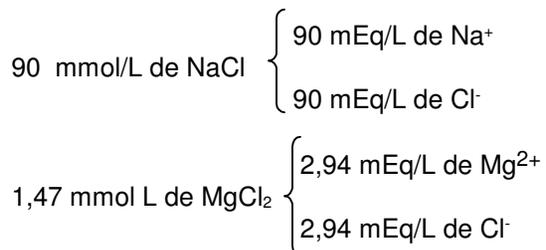
1 EQUIVALENTE (Eq) de cualquier sustancia contiene 1 mol de valencias = $6,02 \cdot 10^{23}$ valencias.

y la unidad más usada, en Medicina:

1 MILIEQUIVALENTE (mEq) de cualquier sustancia contiene 1 milimol de valencias = $6,02 \cdot 10^{20}$ valencias.

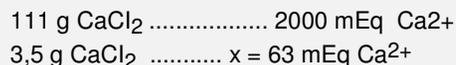
Por supuesto que al hablar de "cualquier sustancia" nos estamos refiriendo a las SUSTANCIAS QUE SE DISOCIAN EN IONES. No tiene sentido decir "miliequivalentes de glucosa", por ejemplo, ya que es una molécula neutra, que no se disocia en iones. En química es habitual indicar la concentración de una solución diciendo, por ejemplo, "**una solución 1 NORMAL(1 N)**". Esto significa que es una solución que contiene 1 equivalente de un determinado ion por litro de solución. Es más conveniente, como hemos señalado en otros casos, dar siempre las unidades completas (1000 mEq/L).

Con estas nuevas unidades, podemos volver a la solución comercial "Normosol-R con Dextrosa" y expresar las concentraciones iónicas en miliequivalentes por litro de solución. Entonces:



¿ COMO SE CALCULAN LOS MILIEQUIVALENTES POR LITRO DE UNA SOLUCION?

Para calcular cuantos miliequivalentes de un determinado ion puede aportar una sal a la solución se debe, antes que nada, conocer su "formula". Una simple observación de la formula del cloruro de calcio (CaCl_2) nos indicará que hay dos cloruros por cada calcio y, como el ion cloruro es monovalente (Cl^-), obviamente el calcio es divalente (Ca^{2+}). Si el peso molecular del CaCl_2 es 111 (111 g/ mol), podemos decir que en cada 111 g de CaCl_2 hay 2000 mmol de Cl^- y 1000 mmol de Ca^{2+} . Como el calcio es divalente, hay 2000 mEq de Ca^{2+} y, por supuesto, 2000 mEq de Cl^- . Si, por ejemplo, se disuelven 3,5 g de CaCl_2 para formar 1 litro de solución, tendremos:



Sin ningún otro cálculo, podemos afirmar que la solución tiene una concentración de 63 mEq/ L de Ca^{2+} y de 63 mEq/L de Cl^- . Para moléculas aparentemente más complejas, como las de gluconato de calcio, el cálculo es similar ya que allí hay 2 iones gluconato y un ion calcio por molécula (ver Tabla I.IV). Para sales como el NaCl o el Lactato o gluconato de sodio el calculo es directo como se vio en el texto.

Un método alternativo es calcular primero cuanto pesa, en gramos, un EQUIVALENTE GRAMO. El calcio tiene un peso atómico de 40 y su valencia es 2. Su equivalente gramo es 20 y cada vez que se agreguen 20 g de Ca^{2+} a una solución, se habrá puesto 1 equivalente. El peso molecular de CaCl_2 es 111 g/mol porque hay 2 Cl^- , con 35,5 g cada uno y un Ca^{2+} con 40. Por lo tanto, siguiendo con el razonamiento, si el equivalente gramo es 20, en 111 g de CaCl_2 hay 2 equivalentes o 2000 mEq de Ca^{2+} . Aunque es un método correcto, es algo engorroso e incluye muchos pasos, lo que aumenta la posibilidad de error. No será usado en este libro, salvo cuando se quiera, **demostrar** algo.

Se puede hacer el cálculo para todos los aniones y cationes de la solución y se verá que SIEMPRE la concentración de ANIONES, expresada en MILIEQUIVALENTES, es IGUAL a la concentración de CATIONES, también expresada en MILIEQUIVALENTES. Como en la SOLUCION no hay SALES sino sus iones, la concentración de Cl^- en la solución será la SUMA de los MILIEQUIVALENTES de Cl^- aportados por el NaCl , el CaCl_2 y el KCl . Del mismo modo, la concentración de Na^+ resultará de la suma de TODOS los Na^+ aportados por la disociación de todas y cada una de **las** moléculas que contengan sodio.

FIN DE LA PARTE 2 DEL CAPITULO 1 CONTINUA PARTE 3

Capítulo 1

PARTE 3/4

1.8 COMPOSICION ELECTROLITICA DE LOS FLUIDOS CORPORALES

De la misma manera que en las soluciones no hay SALES sino sus IONES, en los líquidos orgánicos, como el PLASMA, el LIQUIDO INTERSTICIAL y el CITOSOL, se hablará de la concentración de Na^+ , Cl^- , HPO_4^- , Ca^{2+} , etc. En estos fluidos también se mantendrá la ELECTRONEUTRALIDAD de las soluciones y la suma de los cationes será igual a la suma de los aniones. La Tabla 1.VIII resume la composición iónica del **plasma humano**.

El **líquido intersticial**, por su parte, tiene, en lo que a electrolitos se refiere, una composición muy similar a la del plasma. Esto es debido a que el agua y los electrolitos pueden difundir libremente a través del endotelio de los capilares, equilibrándose las concentraciones. Las **proteínas plasmáticas**, por el contrario, no atraviesan esta barrera (o lo hacen en muy pequeña cantidad). Si las proteínas fueran moléculas eléctricamente neutras, como la glucosa o la urea, no habría problema en aceptar que las composiciones iónicas del plasma y el líquido intersticial son exactamente iguales. Sin embargo, las proteínas son ANFOTEROS que se comportan como ANIONES a un determinado pH y como CATIONES a otro. Al pH del plasma (7,4) las proteínas se comportan como aniones y se las suele representar como Pr^- . Sin embargo, **no deben ser consideradas como monovalentes**, a pesar de que se las indica con sólo una valencia NEGATIVA (ver más adelante).

En estas condiciones, si hay Pr^- en el plasma y no hay Pr^- en el intersticio, cabe preguntarse cómo es que **ambas** son soluciones eléctricamente neutras. Si no hay otra sustancia que reemplace a las proteínas en el intersticio, lo único que puede haber ocurrido es UNA DISTRIBUCION de iones entre el plasma y el intersticio

INDICE - Parte 3	Pág
1.8 COMPOSICION ELECTROLITICA DE LOS FLUIDOS CORPORALES	1
1.9 CONCENTRACION DE AGUA Y DE SOLUTOS TOTALES	2
- Punto de congelación, punto de ebullición presión de vapor y presión osmótica	4
- Descenso crioscópico del plasma	5
1.10 OSMOLALIDAD Y OSMOLARIDAD	7
- Cálculo de la osmolalidad	8
- Valores del coeficiente g	10
1.11 CONCENTRACION DE HIDROGENIONES EN SOLUCIONES Y LIQUIDOS BIOLOGICOS	11
- pH y sistemas amortiguadores, "buffer" o tampón	12
1.12 CONCENTRACIONES DE GASES EN SOLUCIONES Y LIQUIDOS BIOLOGICOS.	13
- Composición del aire atmosférico	14
- Presión atmosférica	14
- Presión parcial	14
- Gases en una solución	14

Esta redistribución haría que el “espacio” negativo dejado por las proteínas en el intersticio sea cubierto por la llegada de otros iones negativos desde el plasma. Obviamente, estos iones deben ser DIFUSIBLES a través de la membrana endotelial.

La redistribución iónica ocurre de acuerdo al llamado EQUILIBRIO DONNAN, que será tratado, con todo detalle, al hablar de los potenciales de equilibrio. Aquí, muy sencillamente, podemos imaginar que la ausencia de Pr^- en el intersticial debe determinar que allí haya una **mayor** cantidad de ANIONES no proteicos o DIFUSIBLES que en el plasma. Siendo el Cl^- , como se ve en la Tabla 1.VIII, el anión que se encuentra en mayor concentración, podemos suponer que la concentración de Cl^- será algo MAYOR en el intersticio que en el plasma. Inversamente, el Na^+ tiene una concentración en plasma un poco mayor que la concentración en el líquido intersticial. De un modo muy general, se puede decir que la concentración de iones DIFUSIBLES en el intersticio es algo mayor que la concentración de iones difusibles en el plasma.

¿Cuánto más Cl^- hay en el líquido intersticial que en el plasma? Esta redistribución de iones negativos y positivos por la existencia de un ion no difusible, como es la Pr^- , es del orden del 5%. Esto significa que si en el plasma la concentración de Cl^- es de 102 mEq/L, en el intersticial será de $102 \cdot 1,05 = 107,1$ mEq/L. La diferencia, como se ve, no es muy grande y, para la práctica médica, resultará más sencillo, cuando se hable de la concentración de electrolitos en plasma e intersticial, pensar en la concentración de electrolitos en un solo compartimiento, el EXTRACELULAR (EC). El Na^+ , por su parte, tendrá una concentración de 140 mEq/L en el plasma y, de acuerdo este razonamiento, su concentración en el líquido intersticial deberá ser algo menor. Sin embargo, a los fines prácticos se puede aceptar que la concentración de Na^+ es de 140 mEq/L en TODO el extracelular.

1.9 CONCENTRACION DE AGUA Y DE SOLUTOS TOTALES

Volvamos por un momento al sistema de dos compartimientos separados por una membrana que describimos en la pág. 14 y que reproducimos en la Fig. 1.15.

En el compartimiento 1 hay, en un caso, 830 mmol/L de urea y 277 mmol/L de glucosa en el otro. Hay, sin ninguna duda, más partículas de urea, por unidad de volumen, que partículas de glucosa.

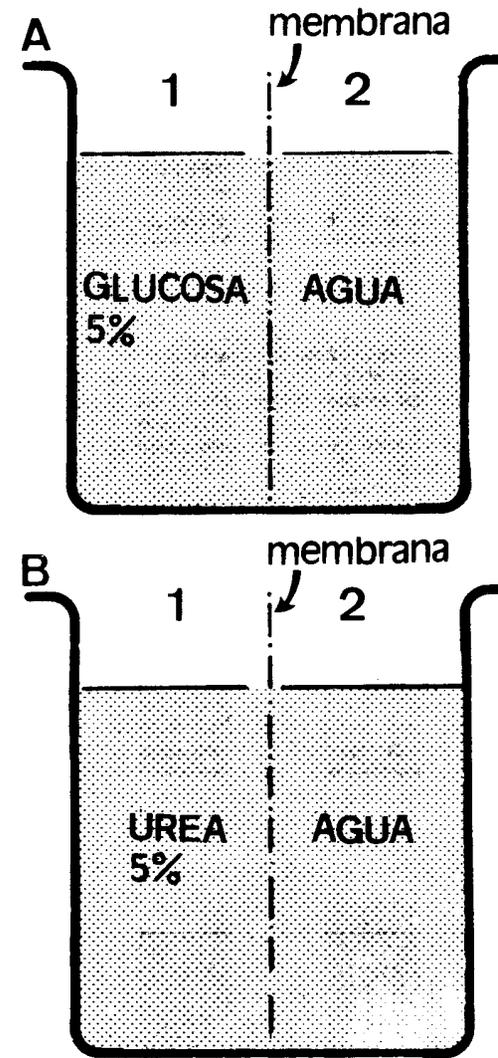


FIG. 1.15 LA SOLUCION DE UREA AL 5% TIENE 880 mmol/L Y LA SOLUCION DE GLUCOSA AL 5% TIENE 277 mmol/L

. No es difícil imaginar que si en la solución de UREA hay más partículas de soluto que en la solución de glucosa, TIENE que haber allí **menos** partículas de agua. El mismo razonamiento vale para el compartimiento que contiene glucosa. Si allí hay **menos** glucosa, tiene que haber más agua.

Este concepto de CONCENTRACION DE AGUA es fundamental para entender procesos tan elementales como la difusión y la ósmosis. Nótese, como ya dijimos (pág.19), que se puede calcular la concentración, en mol/L. de 1 litro de agua pura. Si el pm del H₂O es 18 (18 g/mol) y 1 litro es igual a 1 kg = 1000 g, entonces:

$$\begin{array}{l} 18 \text{ g} \dots\dots\dots 1 \text{ mol} \\ 1000 \text{ g} \dots\dots\dots x = 55,5 \text{ mol} \end{array}$$

Entonces, el agua tiene una concentración de 55,5 mol/L. Si ahora se prepara una solución que contiene, por ejemplo, agua y glucosa, no hay duda de que la concentración de agua de la solución es menor que la del agua pura.

Cada SOLUTO ocupará, en una solución, un VOLUMEN que se conoce como VOLUMEN MOLAR PARCIAL. Esto es, el volumen que ocupa 1 mol de esa sustancia: **la concentración de agua disminuirá a medida que aumente el volumen ocupado por los solutos.** Este razonamiento se complica enormemente cuando se analizan situaciones en las que intervienen soluciones complejas, formadas por varias sustancias. Así, en la Fig. 1.16, hay un recipiente en el que una membrana crea dos compartimientos. Imaginemos que en el lado 1 ponemos **plasma** de un determinado paciente y, en el lado 2, **plasma** de otro paciente.

¿Cómo hacemos para saber cuál de los dos plasmas tiene mayor **concentración de agua**? Por supuesto que hay mayor concentración de agua en el plasma donde hay menor concentración de **solutos**. Habría, entonces, que medir la concentración de glucosa, urea, Na⁺, Cl⁻, SO₄⁼, Pr⁻, ácido úrico, etc., etc, y de este modo TRATAR de averiguar cuál de los dos plasmas tiene más solutos. Como se puede suponer, se trataría de una operación muy larga, muy costosa y de resultados poco confiables. Debemos tener algún método que nos permita medir, en una sola operación, la CONCENTRACION TOTAL DE PARTICULAS en la solución y, de ese modo, deducir cuál de los dos plasmas tiene mayor concentración de agua.

TABLA 1.VIII COMPOSICION ELECTROLITICA DEL PLASMA HUMANO

CATIONES	mEq/L
Sodio (Na ⁺)	142
Potasio (K ⁺)	4
Calcio (Ca ²⁺)	5
Magnesio (Mg ²⁺)	2
TOTAL DE CATIONES	153
ANIONES	
Cloruro (Cl ⁻)	102
Bicarbonato (HCO ₃ ⁻)	26
Fosfato (HPO ₄ ⁼)	2
Sulfato (SO ₄ ⁼)	1
Acidos orgánicos	6
Proteínas	16
TOTAL DE ANIONES	153

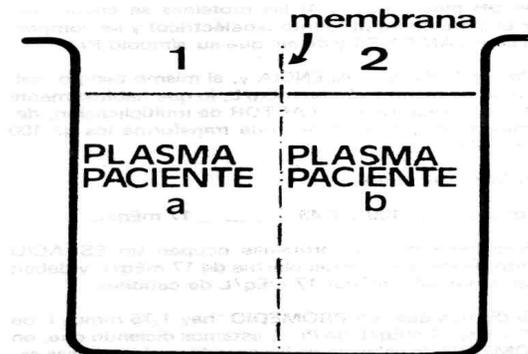


FIG. 1.16 ¿ COMO SE PUEDE SABER CUAL DE LOS DOS PLASMAS TIENE UNA MAYOR CONCENTRACION DE AGUA?

- Punto de congelación, punto de ebullición, presión de vapor y presión osmótica

El AGUA tiene características muy definidas y conocidas, como que a **nivel del mar** CONGELA a 0°C, entra en EBULLICION a 100°C, tiene una PRESION DE VAPOR de 47 mm Hg a 37°C, etc. ¿Qué pasa si le agregamos algunos solutos al agua? Congela a **menos** de 0°C (**disminución del punto de congelación**), hierve a **más** de 100°C (**ascenso ebulloscópico**), tiene una presión de vapor menor y aparece la llamada **presión osmótica**. Todos estos cambios en las propiedades del agua ocurren al mismo tiempo, por lo que se las llama PROPIEDADES COLIGATIVAS de las soluciones, para indicar que van coligadas, juntas.

De todas estas propiedades coligativas, la más fácil de medir en los fluidos biológicos es la disminución del punto de congelación o DESCENSO CRIOSCOPICO. Bastará determinar con un termómetro, ya sea de mercurio o electrónico, la temperatura a la que congela el agua. Luego, con el mismo instrumento, determinar la temperatura a que congela la solución. Entonces:

$$\text{Descenso crioscópico} = \left[\begin{array}{c} \text{temperatura} \\ \text{de congelación} \\ \text{del agua} \end{array} \right] - \left[\begin{array}{c} \text{temperatura} \\ \text{de congelación} \\ \text{de la solución} \end{array} \right]$$

En símbolos:

$$\Delta t_c = t_c \text{ agua} - t_c \text{ solución}$$

Lo importante es que existe una PROPORCIONALIDAD entre el número de partículas de soluto que hay en la solución y el descenso crioscópico:

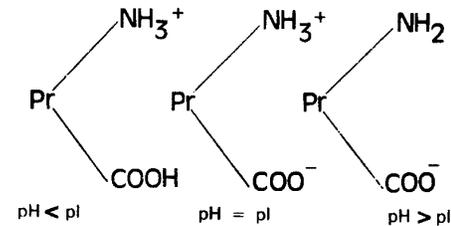
$$\Delta t_c \propto \text{número de partículas de soluto en solución}$$

$$\Delta t_c = K_c \cdot \text{OSMOLALIDAD}$$

La OSMOLALIDAD es el término que nos interesa, ya que es el que nos indicará el número de partículas de soluto que hay con respecto al agua

LAS VALENCIAS DE LAS PROTEINAS PLASMATICAS

El nombre de "proteínas plasmáticas" se usa para señalar, en el plasma sanguíneo, la presencia de un grupo bastante heterogéneo de proteínas, de muy distintos pesos moleculares y estructuras. La concentración de PROTEINAS TOTALES en el plasma humano, es de alrededor de 7 g/ 100 mL, correspondiendo la fracción mayor a la ALBUMINA, con casi 4 g/ 100 mL. El resto se distribuye entre a[amplio grupo de las GLOBULINAS y el FIBRINOGENO. No habiendo posibilidad de asignar un peso molecular único a estos grupos de proteínas, no hay modo de expresar su concentración en milimoles por litro. Lo máximo que se puede hacer es, como hicimos en antes, decir que si se supone que el peso molecular PROMEDIO as de 54000, la concentración de proteínas SERIA de 1,30 mmol/ L. Algo similar ocurre cuando se les quiere signar una VALENCIA a las proteínas. Estas tienen dos grupos que le pueden dar ctividad iónica: el amino y el carboxilo



Al pH plasmático (7,4) las proteínas se encuentran por encima de su pI (punto isoeléctrico) y se comportan como ANIONES y de allí que su símbolo **Pr-**. Para calcular su VALENCIA y, al mismo tiempo, calcular su concentración en mEq/L, lo que habitualmente se hace es recurrir a un FACTOR de multiplicación, de- terminado empíricamente , que transforme los g/ 100 mL en mEq/ L. El factor es: 2,43 Entonces: 7 g/ 100 . 2,43 = 17 mEq/ L .Esto haría que las proteínas ocupen un ESPACIO dentro de los aniones del plasma de 17 mEq/ L y deban estar acompañadas por 17 mEq/L de cationes. Si dijimos que, en PROMEDIO, hay 1,75 mmol/L de Pr - y hay 17 mEq/ L de Pr -, estamos diciendo que, en PROMEDIO, la valencia de las proteínas plasmáticas es, 17/ 1,30 = 13 pero es un cálculo que tiene muy poco valor práctico.

K_c , por su parte, es una constante de proporcionalidad que depende SOLO del solvente. Como aquí siempre usaremos **agua**, tenemos que utilizar como K_c la CONSTANTE CRIOSCOPICA DEL AGUA, que vale:

$$K_{c \text{ agua}} = -1,86^\circ\text{C/Osmol}$$

Esto quiere decir que cada vez que a 1 kg de agua pura se le agrega 1 OSMOL de cualquier sustancia, la solución formada ya no congelará a 0°C , sino a $-1,86^\circ\text{C}$. ($1,86^\circ\text{C}$ bajo cero). Pero, ¿qué es un OSMOL? Se lo puede definir diciendo que:

1 OSMOL ES LA CANTIDAD DE SUSTANCIA QUE CONTIENE 1 MOL DE PARTICULAS.

Sin embargo, es preferible. siguiendo con el razonamiento del descenso crioscópico, decir que:

OSMOL ES LA CANTIDAD DE CUALQUIER SUSTANCIA QUE, AGREGADO A 1 LITRO DE AGUA, HACE DESCENDER LA TEMPERATURA DE CONGELACION DEL AGUA EN $1,86^\circ\text{C}$ (1 Osm = 1000 mOsm)

- Descenso crioscópico del plasma

Si se congelan varias muestras de plasma humano normal, se verá que se forman cristales de hielo a temperaturas que varían entre $-0,53$ y $-0,55^\circ\text{C}$. por la fórmula anterior:

$$\Delta t_c = K_c \cdot \text{Osmolalidad} = K_c \cdot \text{Osm/kg de agua}$$

$$\begin{aligned} \text{Osmolalidad} = \Delta t_c / K_c &= \frac{0,53 \text{ a } 0,55}{1,86} = 0,285 \text{ a } 0,295 \text{ Osm/kg} \\ &= 285 \text{ a } 295 \text{ mOsm/kg de agua} \end{aligned}$$

LA ELECTRONEUTRALIDAD DEL PLASMA Y LA BRECHA DE LOS ANIONES (ANION GAP).

En la Tabla 1. VIII se mostró como la suma de los aniones es igual a la suma de los cationes. En la práctica es muy poco frecuente que se midan TODOS los compuestos de esta lista y, por lo general, los laboratorios informan sólo la concentración de los cationes Na^+ y K^+ y de los aniones Cl^- y HCO_3^- . Si se suman las concentraciones de sodio y de potasio ($142 + 4 = 148 \text{ mEq/L}$), se verá que es mayor a la de cloruro y bicarbonato ($102 + 6 = 128 \text{ mEq/L}$). A esta diferencia se la llama "ANIONES NO MEDIDOS", "BRECHA DE LOS ANIONES" o, en inglés "ANION GAP" y oscila, en condiciones normales, entre 17 y 20 mEq/L. Un aumento de esta diferencia entre aniones y cationes se debe, generalmente, a un aumento de los ANIONES no medidos, como fosfato, el sulfato, las proteínas y los ácidos orgánicos. Como el Ca^{2+} el Mg^{2+} están en baja concentración es muy raro que exista, en la práctica médica, una disminución de estos cationes capaz de aumentar la diferencia entre aniones y cationes medidos. Un aumento de la "ANION GAP" se suele tomar como característica de la ACIDOSIS METABOLICA. (Ver Cap. 8).

Entonces, el plasma humano normal tiene osmolalidades **comprendidas** entre 0,295 y 0,295 Osm/kg de agua. Más fácilmente, que el plasma humano es una solución de 285 a 295 miliosmoles por kilogramo de agua (285 a 295 mOsm/kg).

¿Qué PARTICULAS de solutos hay en el plasma? Como ya sabemos, hay electrolitos, como el Na⁺, el Cl⁻, el K⁺, no electrolitos, como la urea y la glucosa, sustancias de alto peso molecular, como los lípidos y las proteínas y muchas otras que están en baja concentración, como las vitaminas, por ejemplo. Todas ellas JUNTAS determinan el descenso crioscópico y la osmolalidad del plasma. Ahora bien: ¿hay alguna que aporte, al total, proporcionalmente un número mayor de partículas? Veamos el caso de las proteínas. En el plasma hay una concentración de proteínas de alrededor de 70 g/L. Aunque hay proteínas de muy diversos pesos moleculares, se puede tomar un peso molecular promedio de 54000. Entonces:

$$\begin{aligned} 54000 \text{ g Pr} & \dots\dots\dots 1000 \text{ mmol} \\ 70 \text{ g Pr} & \dots\dots\dots x = 1,3 \text{ mmol} \end{aligned}$$

Por lo tanto, en 1 litro de plasma, las proteínas aportan 1,3 mmoles de PARTICULAS. En contraposición, veamos el caso del Na⁺. Su concentración es de 140 mEq/L y como es monovalente podemos hablar de una concentración de 140 mmol/L. Si ahora pensamos que el Na⁺, por estar cargado positivamente, TIENE que estar acompañado de una cantidad equivalente de aniones, es fácil ver que hay:

$$140 \text{ mmol de Na}^+ + 140 \text{ mmol de aniones acompañantes}$$

Esto significa que el Na⁺, directa o indirectamente, aporta 280 mmoles de partículas. Si el plasma tiene una osmolalidad de 290 mOsm/kg, es fácil concluir que la mayor parte de la osmolalidad del plasma esta determinada por el Na⁺. ¿Qué importancia tiene esto? Que, en la mayoría de los casos, los cambios en la osmolalidad plasmática se deben a cambios en la concentración del Na⁺. Una fórmula que se puede usar para calcular, aproximadamente, la osmolaridad del plasma, en especial si se carece del aparato para medir el descenso crioscópico (OSMOMETRO) es la siguiente:

$$(Na^+ + K^+) \cdot 2 + \text{urea} + \text{glucosa} = \text{osmolalidad}$$

¿SUERO O PLASMA?

EL PLASMA ES LO QUE SE OBTIENE CUANDO SE EXTRAE UNA MUESTRA DE SANGRE, SE LA COLOCA EN UN TUBO CON ANTICOAGULANTE Y SE SEPARA, POR CENTRIFUGACION, EL SOBRENADANTE (PLASMA) DE LOS GLOBULOS. EL SUERO SE OBTIENE DEL MISMO MODO, PERO DE UNA MUESTRA A LA QUE NO SE HA AGREGADO ANTICOAGULANTE. EN EL SUERO APARECE UN AGREGADO PROTEICO (RED DE FIBRINA) QUE NO ESTA EN SOLUCION Y QUE SE SUELE DESCARTAR AL PREPARAR LA MUESTRA PARA DETERMINAR LA CONCENTRACION DE LA SUSTANCIA EN ESTUDIO PARA MEDIR ELECTROLITOS O SUSTANCIAS DISUELTAS EN EL AGUA PLASMATICA COMO UREA, GLUCOSA, ETC., DA LO MISMO USAR SUERO O PLASMA. Si SE QUIERE MEDIR PROTEINAS TOTALES, POR SUPUESTO QUE DEBE USARSE PLASMA. NO SE DEBE USAR EL NOMBRE DE "SUERO" PARA DESIGNAR LAS SOLUCIONES PARA INYECCION ENDOVENOSA. (NaCl, KCl, SOLUCION RINGER, ETC.)

EN ESTE MOMENTO USTED DEBE RESOLVER EL PROBLEMA 4 CON SUS 2 PARTES PLANTEADO AL FINAL DE ESTE CAPITULO

Nótese que se multiplica por 2 la concentración (en mEq/L) de Na⁺ y de K⁺ para incluir el efecto de los aniones que los acompañan. La concentración de urea y de glucosa debe estar expresada en mmol/L.

1.10 OSMOLALIDAD Y OSMOLARIDAD

Osmolalidad y osmolaridad son dos términos que se usan para expresar la concentración de solutos totales u OSMOLES de una solución. En la OSMOLALIDAD, la concentración queda expresada como:

$$\text{Osmolalidad} = \text{osmoles por kilogramo de agua}$$

Su unidad, en medicina: miliosmoles por kilogramo de agua (mOsm/kg)

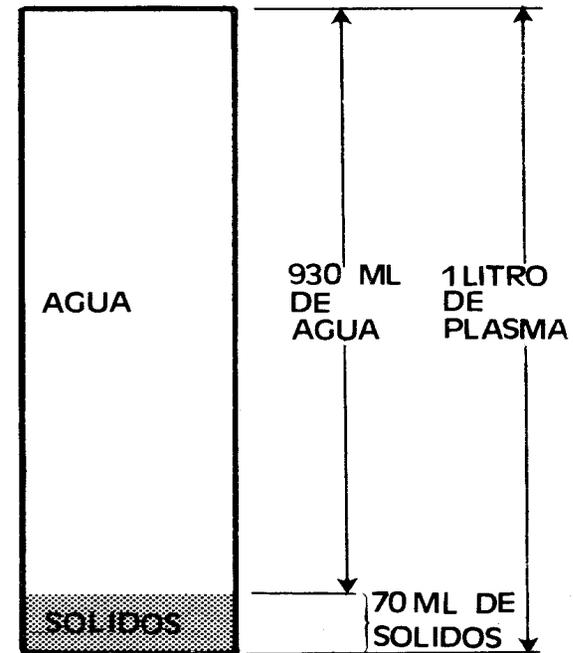
En la OSMOLARIDAD, la concentración queda expresada como:

$$\text{Osmolaridad} = \text{osmoles por litro de solución}$$

Su unidad, en medicina: miliosmoles por litro de solución (mOsm/L)

La teoría fisicoquímica indica que debe usarse osmolalidad, ya que los osmoles están disueltos SOLO en el agua y no en todo el volumen de la solución: ésta tiene un cierto volumen ocupado por los solutos. Sin embargo, debemos saber que hay veces en que la diferencia entre una y otra manera de expresar y preparar una solución es mínima y por lo tanto puede usarse mOsm/kg o mOsm/L indistintamente. Por el contrario, en otros casos, la diferencia es grande y se hace OBLIGATORIO usar mOsm/kg.

Hagamos un experimento sencillo: coloquemos un cierto volumen de plasma en una estufa, a temperatura moderada, hasta obtener un residuo sólido. Este tendrá un volumen de unos 7 cm³ por cada 100 cm³ de plasma, lo que quiere decir que había 93 cm³ de agua que se han evaporado. De los 7 cm³ del residuo sólido, la casi totalidad esta ocupada por proteínas y lípidos. Como se ve en la Fig. 1.17a), si en ese plasma se midió una **osmolalidad** de 290 mOsm/kg, allí hay una **osmolaridad de 270 mOsm/L**. ¿Es ésta una diferencia importante? A primera vista pareciera que sí, pero antes de decidir hagamos el



$$\frac{270 \text{ mOsm}}{0,930 \text{ L de agua}} = 290 \text{ mOsm/L de agua}$$

$$\frac{270 \text{ mOsm}}{1 \text{ L de agua}} = 270 \text{ mOsm/L de agua}$$

FIG.17 a) EL PLASMA HUMANO ESTA FORMADO POR AGUA Y UNA CIERTA CANTIDAD DE SOLUTOS. Y 'DE LOS ELECTROLITOS, EL SODIO Y SUS ANIONES ACOMPAÑANTES ES EL MAS ABUNDANTE Y ESTA FORMANDO UNA SOLUCION VERDADERA CON AL AGUA. LOS LIPIDOS Y PROTEINAS DEL PLASMA, SI BIEN APORTAN POCOS OSMOLES CONSTITUYEN LA MAYORIA DEL RESIDUO SOLIDO. SI EN UN LITRO DE PLASMA HAY 70 mL DE SOLIDOS Y 930 mL DE AGUA, LA OSMOLARIDAD SERIA DE 271 MILIOSMOLES POR 0,930 mL DE AGUA PLASMATICA (290 mOsm/L DE AGUA)

mismo procedimiento con una solución de Na⁺ de 0,9 g%, que tiene una osmolalidad muy parecida a la del plasma. Al desecar la solución nos encontramos:

Solución de NaCl 0,9% :
 Volumen total: 100 cm³
 Residuo sólido: 1,25 cm³
 Agua: 98,75 cm³

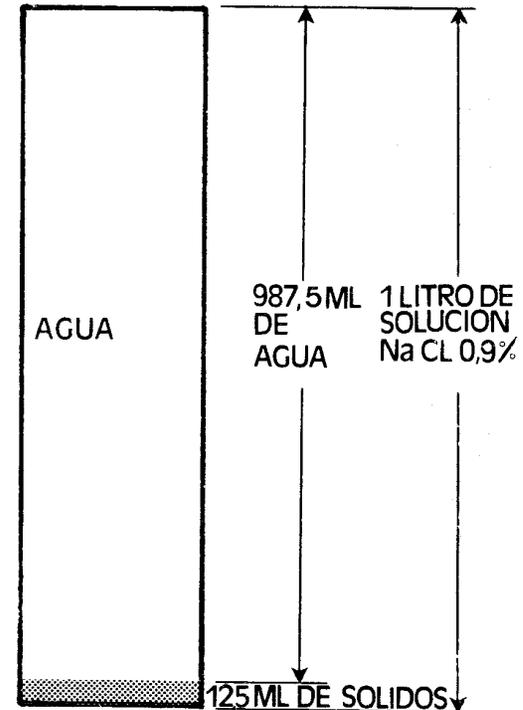
Como muestra la Fig. 1.17b), si la osmolalidad de esta solución es de 290 mOsm/kg, su osmolaridad es de 286 mOsm/L. La diferencia es muchísimo menor que en el caso del plasma.

*Con este experimento podemos concluir que para soluciones sencillas, como NaCl 0,9%, glucosa 5%, solución Ringer, etc., se puede usar tanto mOsm/kg como mOsm/L. Para el plasma tenemos que usar la osmolalidad, en mOsm/kg, máxime cuando las **hiperlipidemias y disproteinemias** pueden alterar la proporción de sólidos/agua del plasma (ver la Nota Aparte: HIPERLIPIDEMIAS, DISPROTEINEMIAS Y OSMOLALIDAD PLASMÁTICA)*

- Cálculo de la osmolalidad

La definición de OSMOL. que hemos dado en 1.9, como la cantidad de sustancia necesaria para que el punto de congelación de la solución sea 1,86°C más bajo que el del agua, es correcta, pero nos plantea un problema práctico. Si tenemos, por ejemplo, agua, glucosa y una balanza, ¿cómo hacemos para preparar, por ejemplo, una solución de 1000 mOsm/kg? Podríamos ir **PROBANDO** e ir agregando, a 1 kg de agua, glucosa hasta que el punto de congelación de la solución formada sea -1.86°C. Después de este largo y tedioso proceso nos encontraríamos que hemos agregado 180 g de glucosa. Esto es muy lógico, si recordamos la otra definición de OSMOL: la cantidad de sustancia que contiene 1 MOL de partículas. Como la glucosa está formada por moléculas que no se disocian en agua, en 1 mol de glucosa hay 1 mol de partículas elementales y, claro está, 1 OSMOL ó 1000 MILLIOSMOLES. Como el peso molecular de la glucosa es 180 (180 g/mol), al disolver 180 g de glucosa en 1 kg de agua, el descenso crioscópico debe ser de -1,86 °C.

Si la solución de **GLUCOSA** que se quiere preparar es de 280 mOsm/kg, bastará calcular:



$$\frac{286 \text{ mOsm}}{0,9875 \text{ L de agua}} = 290 \text{ mOsm/L}$$

$$\frac{286 \text{ mOsm}}{1 \text{ L de solución}} = 286 \text{ mOsm/L}$$

FIG. 1.17B. EN UNA SOLUCION DE NaCl AL 0,9%, LA TOTALIDAD DE LOS OSMOLES ESTAN DISUELTOS EN EL AGUA DE LA SOLUCION. COMO EL RESIDUO SOLIDO ES PEQUEÑO, LA DIFERENCIA ENTRE OSMOLALIDAD Y OSMOLARIDAD ES MUCHO MENOR QUE EN EL CASO DEL PLASMA

. 1000 mOsm/kg 180 g glucosa / kg de agua

280 mOsm/kg x = 50,4 g de glucosa / kg de agua

Si la solución que se quiere preparar fuera de CLORURO DE SODIO, podríamos hacer el mismo ensayo: ir disolviendo NaCl en 1 kg de agua y ver cuánta cantidad se alcanza un descenso crioscópico de $-1,86^{\circ}\text{C}$. Como el peso molecular del NaCl es 58,5, siguiendo el mismo razonamiento de la glucosa, podríamos, equivocadamente, pensar que esa temperatura se alcanza cuando se han disuelto 58,5 g de NaCl, 1 mol. No es así porque el NaCl, ya lo sabemos, es un electrolito que se disocia en 2 partículas por molécula. En base a esto podríamos decir que bastará disolver $58,5 / 2 = 29,25$ g de NaCl en 1 kg de agua para obtener 500 mmol de Na^{+} y 500 mmol de Cl^{-} , los que darían 1000 mOsm/kg. Hagamos ahora la prueba: midamos el descenso crioscópico de esta solución de 29,25 g de NaCl en 1 kg de agua: si da $-1,86^{\circ}\text{C}$, el razonamiento era correcto.

El resultado es: $\Delta t_c = -1,71^{\circ}\text{C}$

Si calculamos la osmolalidad de esta solución que ESPERABAMOS que tuviera 1000 mosm/kg:

$$\text{Osmolalidad} = \frac{\Delta t_c}{K_c} = \frac{-1,71^{\circ}\text{C}}{-1,86^{\circ}\text{C} / \text{Osm} \cdot \text{kg}^1} = 0,919 \text{ Osm} / \text{kg}$$

Un análisis simple de estos resultados nos llevaría a pensar que no todo el NaCl se ha disociado en Na^{+} y Cl^{-} : **parecería** como si algunas moléculas hubieran quedado como NaCl. Esto no es cierto, en medida en que el NaCl es un **electrolito fuerte** y su disociación es total (ver Pág. 24). Lo que ha ocurrido es que, por la alta concentración, ha habido atracción electrostática entre los iones Na^{+} y Cl^{-} , impidiendo que éstos actúen como partículas **TOTALMENTE INDEPENDIENTES**.

Como en otros casos similares a éste, ésta desviación de comportamiento esperado o IDEAL se corrige por medio de un coeficiente. En este caso, el **COEFICIENTE OSMOTICO g** que resulta de:

HIPERLIPIDEMIAS, DISPROTEINEMIAS y OSMOLALIDAD PLASMÁTICA

Dentro del término general de HIPERLIPIDEMIAS se describe un conjunto de desórdenes del metabolismo de los lípidos que llevan el aumento de su concentración en plasma. De los lípidos del plasma, la fracción más importante, desde el punto de vista médico, esta formada por las LIPOPROTEINAS. Estas son partículas, de alto peso molecular, que sirven de transportadores, dentro del plasma, al colesterol y a los triglicéridos. Las lipoproteínas no son, tampoco, un grupo homogéneo, pero lo importante es que el aumento de algunas de sus fracciones parecen estar asociadas al desarrollo de la aterosclerosis. Esta hipótesis se ve reforzada por el hecho de que los pacientes aquejados de "hiperlipidemia familiar", una enfermedad hereditaria del metabolismo de las lipoproteínas, tienen una muy alta tendencia a desarrollar aterosclerosis en la juventud. En las DISPROTEINEMIAS, por su parte, hay un aumento de la concentración plasmática de proteínas, debida, por lo general, a la aparición de proteínas anormales. Su hallazgo permite orientarse hacia el diagnóstico de la enfermedad causal. En las HIPERLIPIDEMIAS y en las DISPROTEINEMIAS, los sólidos del plasma aumentan notablemente y la diferencia entre osmolaridad y osmolalidad también aumenta. Calcule, para probar esto, la concentración de osmoles, en sus dos formas, en un plasma con 14% de residuo sólido.

$$g = \frac{\Delta t_c \text{ observado}}{\Delta t_c \text{ calculado}}$$

En nuestro caso:

$$g = \frac{-1,71^\circ\text{C}}{-1,86^\circ\text{C}} = 0,919$$

Del mismo modo:

$$g = \frac{\text{osmolalidad observada}}{\text{osmolalidad calculada}} = \frac{919 \text{ mOsm/kg}}{1000 \text{ mOsm/kg}} = 0,919$$

En pocas palabras, que esperábamos que 500 milimoles de NaCl nos dieran una solución de 1000 mOsm/kg, pero sólo nos ha dado 919 mOsm/kg. Podemos, ahora, usar una fórmula general para calcular la osmolalidad del NaCl a partir de su concentración en moles

$$\text{OSMOLALIDAD} = \text{mOsm/kg} = \text{mmol / kg} \cdot v \cdot g$$

Donde **v** es el número de partículas en que se disocia la molécula, **g** es el coeficiente osmótico y mmol/kg sería la concentración molar de NaCl o cualquier otra sustancia. Si, como es habitual, se dispone de la concentración en mmol/L (molar), por lo visto en párrafos anteriores, no hay inconveniente en usar:

$$\text{OSMOLALIDAD} = \text{mOsm/kg} \approx \text{mmol / L} \cdot v \cdot g$$

- **Valores del coeficiente g:** El coeficiente osmótico **g** se aproxima a 1 cuando la solución es muy diluída. La tabla 1.IX muestra los distintos valores de g para el NaCl a distintas concentraciones. Los valores de g para el KCl son muy parecidos a los del NaCl, mientras que los valores de g para el NaH₂PO₄, Na₂SO₄, etc. son más bajos. Sin embargo, como todas estas sales se usan, en las soluciones de uso médico, en muy baja concentración, no hay inconveniente en usar el valor de g sólo para el NaCl y considerarlo igual a 1 para todas las otras sales. Lo que no se puede olvidar, en ningún caso, es de multiplicar la molaridad por **v**, el número de partículas en que se divide la molécula. En caso de duda, recúrrase a la Tabla 1.VI.

TABLA 1.I X

VALORES DEL COEFICIENTE OSMOTICO g PARA EL CLORURO DE SODIO EN SOLUCION ACUOSA (Adaptado de "Documenta Geigy Tablas Científicas", 1965).

NaCl mmol/L	g
10	0,9699
20	0,9607
30	0,9546
40	0,9500
50	0,9462
60	0,9434
70	0,9413
80	0,9395
90	0,9377
100	0,9360
110	0,9342
120	0,9326
130	0,9310
140	0,9295
150	0,9280
160	0,9266
170	0,9259
180	0,9238
190	0,9226
200	0,9214

1.11 CONCENTRACION DE HIDROGENIONES (H⁺) EN SOLUCIONES Y LIQUIDOS BIOLÓGICOS

En los párrafos anteriores se ha señalado que para expresar las concentraciones de diversas sustancias hay, muchas veces, necesidad de usar unidades diferentes. Así, para sustancias no-electrolíticas, se usan cosas tan simples como g/L ó mg/dL y también mmol/L. Para las concentraciones iónicas, se utilizará el mol/L y también el mmol/L, al tiempo que para la osmolaridad se usará el mOsm/kg y el mOsm/L.

La concentración de ion hidrógeno, a pesar de ser éste un catión monovalente, ha recibido un tratamiento especial: su concentración se expresa, por lo general, en términos de **pH**. ¿Por qué pH y no mEq/L? La razón es que la concentración de H⁺ libres en el agua, es de 10⁻⁷ mEq/L o, como es monovalente, 10⁻⁷ mmol/L. No hay ningún inconveniente en decir que la concentración de H⁺ en el agua pura es:

- a) 10⁻⁷ mol/L
- b) 0,1 µmol/L
- c) 100 nmol/L

Sin embargo, desde Sørensen, se ha usado expresar las concentraciones de H⁺ como:

$$\text{pH} = \log \frac{1}{[\text{H}^+]}$$

donde [H⁺] representa la concentración de hidrogeniones en mol/L.

Si reemplazamos, para la concentración en agua pura:

$$\text{pH} = \log \frac{1}{10^{-7}} = 7$$

ALCOHOL Y OSMOLARIDAD

El alcohol etílico es ingerido cotidianamente por un porcentaje bastante elevado de la población y es absorbido a nivel intestinal. Como los lípidos son solubles en alcohol, las membranas celulares no representan prácticamente ninguna barrera para su paso y, por lo tanto, se distribuye en toda el agua corporal, sin que existan gradientes de concentración. El grado de intoxicación alcohólica o borrachera depende de varios factores, pero en muchos lugares se ha establecido como límite, para conducir, por ejemplo, una concentración de alcohol en plasma de 50 mg/ 100 mL (0,5 g/L). Esto significa, para un sujeto de 70 kg, con 42 litros de agua corporal, una masa de 21 gramos. ¿Cuánto ha debido beber para llegar a esa cifra? Es difícil decirlo ya que el alcohol desaparece del agua corporal casi exclusivamente por metabolización hepática. Por lo tanto, suponiendo que el ritmo de metabolización es constante, la concentración de alcohol en los fluidos corporales depende de la velocidad con que el sujeto beba, y el tiempo que ha pasado desde el último trago. Para tener una idea aproximada, imaginemos que bebe tan rápidamente que no da tiempo a metabolizarse el alcohol. Los 21 gramos necesarios para llegar al límite legal se lograrán con unos 50 mL de ron, vodka o whisky ya que estas bebidas tienen una concentración de 40 a 50 g de alcohol por cada 100 mL de bebida. Una "medida" equivale 1 onza (~30 mL) por lo que bastarán menos de 2 tragos rápidos para quedar, legalmente, fuera de circulación.



Es interesante notar que el alcohol se comporta como un soluto que aumenta la osmolaridad de los líquidos corporales. Sabiendo que el peso molecular del etanol es de 46 g/ mol, se puede calcular que cuando la intoxicación lo lleve al estupor o al coma con 4 g de etanol por litro, la osmolaridad plasmática habrá aumentado. Si bien legalmente no tiene valor determinar el descenso crioscópico para medir la concentración de alcohol, es una buena manera de determinar la causa de un estado confusional o un coma. Hay una hiperosmolaridad con sodio normal o bajo.

Esta nomenclatura tiene la ventaja de señalar, con un solo número, el grado de ACIDEZ (pH de 0,01 a 6,99) o ALCALINIDAD (pH de 7,01 a 14) de la solución, mientras que se considera NEUTRA a aquella solución de pH 7,00. Tiene el inconveniente de no señalar directamente lo que es: una concentración iónica.

¿Qué concentración de H⁺ hay en una solución de pH 5,00? Claramente hay 10⁻⁵ mol/L de H⁺ y como 10⁻⁵ mmol/L es una concentración MAYOR a 10⁻⁷ mol/L, hay MAS H⁺, por litro, en la solución de pH 5,00 que en la de pH 7,00. ¿Cuánto más H⁺ hay en una que en otra? De 10⁻⁷ a 10⁻⁵ hay 2 órdenes de magnitud, lo que indica que la solución de pH 5 es 100 veces más concentrada, en lo que a H⁺ se refiere, que la de pH 7,00. Lo anterior podría ser más fácilmente visto si la concentración de H⁺ se expresara, por ejemplo, en nanomoles por litro de solución.

Así:

$$\text{pH } 5,00 = 10^{-5} \text{ mol/L} = 10 \text{ } \mu\text{mol/L} = 10000 \text{ nmol/L}$$

Claramente se ve que a pH 5,00 hay 10000 nmol/L de H⁺ mientras que a pH 7,00 hay 100 nmol/L, lo que nos vuelve a decir que a pH 5,00 hay 100 veces más hidrogeniones que a pH 7,00. Como tantas otras unidades, el pH persistirá por mucho tiempo, a pesar de las sugerencias para reemplazarlo por la más simple de nanomoles de H⁺ por litro.

- pH y sistemas amortiguadores, “buffer” o tampón

Si a un 1 litro de solución, por más compleja que ésta sea, se le agregan 100 milimoles de NaCl, la concentración de Na⁺ aumentará en 100 mEq/L y lo mismo pasará con el Cl⁻. ¿Qué pasa si se agregan 900 nanomoles de H⁺ a un litro de **agua pura**?

$$\frac{\text{masa de H}^+ \text{ en 1 litro de agua} + \text{H}^+ \text{ agregados}}{\text{volumen de la solución}} = [\text{H}^+]$$

¿MILIEQUIVALENTES O MILIMOLES POR LITRO?

Una vez que se ha comprendido el concepto de miliequivalentes y de milimoles, es fácil entender que para los iones monovalentes como el Na⁺, el Cl⁻ o el K⁺, da lo mismo usar uno u otro de los términos ya que una solución de 100 mEq/L de K⁺, por ejemplo, es una solución que tiene 100 mmol/L de K⁺. La situación es diferente para los iones divalentes como el Ca²⁺ o el Mg²⁺, en los que 100 mmol/L son 100 mEq/L. Sin embargo, el Sistema Internacional propone usar, para todas las soluciones, sean electrolíticas o no, monovalente o no, el término mmol/L. En todo caso, lo importante será la comprensión del concepto de electroneutralidad. El resolver el Problema 3 lo puede ayudar.

$$[H^+] = \frac{100 \text{ nmol} + 900 \text{ nmol}}{1 \text{ litro}} = 1000 \text{ nmol/L}$$

Como una concentración de H^+ de 1000 nmol/L corresponde a un pH de 6,00, diremos que el agua se ha **acidificado**.

Hasta aquí no hay diferencia entre Na^+ , Cl^- e H^+ . ¿Qué ocurre si en vez de agregar 900 nanomoles de H^+ al agua pura se los agregamos a una solución, como el plasma, que tiene sistemas AMORTIGUADORES como el bicarbonato, el fosfato, las proteínas, etc?

Estos sistemas “regulan” químicamente la concentración de H^+ haciendo que la variación del pH, por el agregado de H^+ , sea mucho menor que en el caso del agua pura. Por lo tanto, para estas soluciones, NO VALEN los cálculos sencillos que hicimos antes y debemos utilizar razonamientos algo más complejos, cosa que haremos cuando veamos EQUILIBRIO ACIDO-BASE en el Cap. 8.

1.12 CONCENTRACIONES DE GASES EN SOLUCIONES Y LIQUIDOS BIOLÓGICOS.

Para poder vivir, las células del hombre necesitan OXIGENO y éste, claro está, se encuentra en la atmósfera, el aire que nos rodea. El sistema respiratorio, con su tráquea, bronquios y alvéolos, es sólo un medio para llevarlo a la sangre, la que, a su vez, es sólo un medio para llevarlo a las células. En la SANGRE, el oxígeno tiene una CONCENTRACION que puede expresarse, como la del Na^+ , Cl^- , glucosa, H^+ , en milimoles/litro o cualquier otra unidad que establezca una relación entre el número de moléculas y el volumen. Sin embargo, lo habitual es, para referirse a las concentraciones de gases, hablar de PRESIONES PARCIALES. Así tendremos una presión parcial de oxígeno (PO_2). una presión parcial de dióxido de carbono (PCO_2), etc. Analizaremos brevemente aquí las dos maneras de expresar las concentraciones de gases y volveremos a ellas en el Capítulo 7.

- Composición del aire atmosférico

El AIRE es una mezcla de gases con la composición que se detalla en la Tabla 1.X. A esta mezcla se le puede agregar, de acuerdo a las condiciones ambientales, una cierta proporción de VAPOR DE AGUA. Este es simplemente AGUA al estado gaseoso. Como la suma de las proporciones de los gases seguirá dando 100%, el agregado de vapor de agua hará que la proporción de los otros gases disminuya. En la Tabla 1.X, como no se ha dado ninguna proporción de VAPOR OE AGUA, se está hablando de AIRE SECO.

- Presión atmosférica

La MASA de aire que rodea la tierra ejerce, al nivel del mar. una PRESION de 1,033 kg/cm² que, medida en un manómetro de mercurio, equivale a una columna de 760 milímetros. Por eso se habla de:

1 Atmósfera (atm) = 760 mm Hg = 1,033 kg/cm ²
--

- Presión parcial

Estos 760 mm Hg son la SUMA de las presiones que ejercen CADA uno de los gases en el aire. En base a eso, y sabiendo la PROPORCION de cada gas, será fácil calcular la presión parcial. El oxígeno, por ejemplo, que tiene una proporción, en el aire atmosférico, de 20,98%, tendrá una presión parcial de:

100% 760 mm Hg
 20,98% x = 159,44 mm Hg

Este mismo cálculo se puede hacer para todos los gases y son una forma de expresar la **concentración** de un gas. Las concentraciones de los gases, expresadas como presiones parciales se pueden encontrar, para el AIRE SECO, en la segunda columna de la Tabla 1.X.

- Gases en una solución

Las expresiones anteriores son fácilmente entendibles para las mezclas de gases, pero ¿cómo está el oxígeno, por ejemplo, en el agua? Para comprender esto hagamos un sencillo experimento (Fíg. 1.18):

TABLA 1.X COMPOSICION DEL AIRE ATMOSFERICO (SECO)

GAS	VOLUMEN (%)	PRESION PARCIAL (mm Hg)
OXIGENO	20,98	159,44
DIOXIDO DE CARBONO	0,04	0,30
NITROGENO	78,06	593,25
OTROS	0,92	6,99
TOTAL	100	760

Tomemos un tanque de oxígeno y, por medio de un tubo, hagámoslo burbujear en un recipiente con agua. Del oxígeno que viene del tanque, parte “entra” en el agua, formando una solución en agua y O₂, y parte regresa a la atmósfera.

El O₂ estará disuelto en el agua, como lo puede estar el Na⁺, el Cl⁻ o cualquier otro SOLUTO. Una diferencia es que, si uno intenta agregar mucho NaCl a una solución, llegará un momento en que la solución se SATURA y aparece, en el fondo, un precipitado de NaCl. Si uno sigue burbujear O₂ en el agua, la concentración de O₂ llega a un máximo, no se puede “meter” más O₂ y todo el oxígeno que burbujeamos se va al aire. Se llega, entonces, a un equilibrio donde la cantidad de O₂ que entra es igual a la que sale. En otros términos, la PRESION del O₂ de la atmósfera al agua se ha hecho igual a la PRESION del O₂ del agua a la atmósfera.

La CONCENTRACION MAXIMA o de SATURACION que un gas puede alcanzar al formar una solución acuosa está determinada por la LEY DE HENRY, que dice:

$$C_{eq}(i) = \alpha \cdot P_i$$

donde **C_{eq}(i)** es la concentración de equilibrio del gas **i**, **P_i** es la presión de ese gas y **α** es el COEFICIENTE DE SOLUBILIDAD de ESE gas en el agua, a una **temperatura determinada**. El coeficiente **α** nos indica cuantos moles o milimoles de O₂, CO₂ o el gas que sea, se disuelven, en un volumen dado, por cada cada unidad de presión. Entonces:

$$\alpha = \text{mmol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{atm}^{-1}$$

Para nuestro experimento, el coeficiente de solubilidad del O₂ en el agua, a una temperatura de 37°C, de 1,2 mmol · L⁻¹ · atm⁻¹ (ver más detalles en el Capítulo 7). Como la presión de equilibrio es de 1 atm, la concentración que el O₂ alcanza en esa solución es:

$$C_{eq}(\text{oxígeno}) = 1,2 \frac{\text{mmol}}{\text{L} \cdot \text{atm}} \cdot 1 \text{ atm} = 1,2 \text{ mmol/L}$$

Como se ve, aunque hay un razonamiento diferente, los gases forman, en agua, soluciones cuya concentración, en MOLES/LITRO, también es posible obtener.

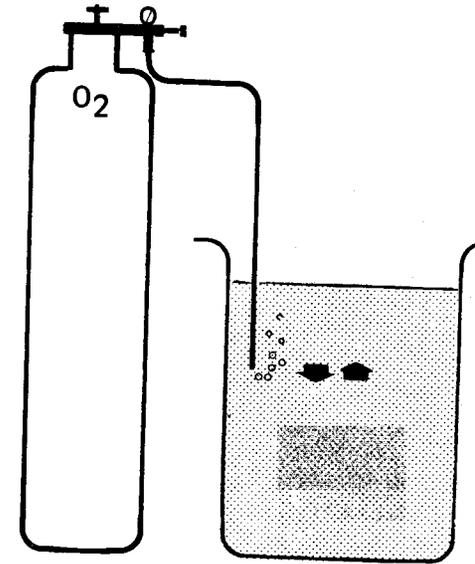


FIG. 1.18 DISOLUCION DE UN GAS EN AGUA. AL BURBUJEARSE OXIGENO EN UN RECIPIENTE CON AGUA SE FORMA UNA SOLUCION DE H₂O Y O₂. CUALQUIERA SEA LA PRESION QUE HAYA EN EL CILINDRO DE OXIGENO, EN EL EXTREMO DEL TUBO LA PRESION ES DE 760 mm Hg (1 ATMOSFERA) Y EL OXIGENO SE DISUELVE DE ACUERDO A LA LEY DE HENRY: PARA UNA PRESION Y TEMPERATURA DETERMINADA HAY UNA CONCENTRACION MAXIMA DE OXIGENO EN SOLUCION . EN ESE MOMENTO, LA CANTIDAD DE O2 DISUELVE (FLECHA HACIA ABAJO) ES IGUAL A LA CANTIDAD QUE, EN ESE MISMO TIEMPO, PASA AL AIRE ATMOSFERICO (FLECHA HACIA ARRIBA) EN RECIPIENTE CON AGUA, SIN BURBUJEO, EL O₂ DISUELTO DEPENDE DE LA PRESION PARCIAL DEL O₂ EN EL AIRE QUE ESTA EN CONTACTO CON EL AGUA.

**FIN DE LA PARTE 3
DEL CAPITULO 1 – CONTINUA
PARTE 4**

Capítulo 1 PARTE 4/4

PREGUNTAS Y PROBLEMAS

PROBLEMA 1

Objetivo: - Calcular la concentración de soluto en una solución en distintas unidades.

- Utilizar diluciones para modificar la concentración de una solución.

Es muy frecuente encontrarse frente a soluciones que han sido preparadas con una concentración que es demasiado elevada para un determinado propósito. Si, por ejemplo, se dispone de una solución de glucosa al 10% y se quiere tener una solución de glucosa al 5%, bastará colocar un cierto volumen de SOLUCION y agregar el mismo volumen de AGUA. Así, por ejemplo:

5 mL de glucosa al 10% + 5 mL de agua = 10 mL de glucosa al 5%

Esto que se ha hecho es una DILUCION que se expresa:

Dilución: 1/2 o también 1:2

El numerador, por costumbre, siempre será 1 y la relación indicará la PROPORCION del VOLUMEN de solución original que se ha puesto con respecto al total de solución que se ha preparado. En nuestro ejemplo, se tomaron 5 mL de la solución de glucosa y se llevaron a un total de 10 mL.

Entonces: $5/10 = 1/2$ ó $5:10 = 1:2$

INDICE Parte 4	Pág
PROBLEMA 1	1
PROBLEMA 2	5
PROBLEMA 3	8
PROBLEMA 4	13
PROBLEMA 5	16
DISCUSION	22
AUTOEVALUACION	25
RESPUESTAS	29
LECTURAS RECOMENDADES	30

Bastará MULTIPLICAR la concentración FINAL (glucosa al 5%) por el DENOMINADOR (2) para obtener la concentración INICIAL (10%). Del mismo modo, si se conoce la concentración INICIAL, bastará DIVIDIRLA por el denominador para obtener la concentración FINAL.

A continuación se darán 4 ejemplos de estos procedimientos. En los 2 primeros se mostrará cómo solucionarlos, mientras que en los últimos sólo se darán las respuestas, a fin de que usted los resuelva por su cuenta y verifique los resultados.

1A Se dispone de una solución de NaCl al 0,9%. De ella se toman, con una pipeta, 5 mL y se los coloca en un matraz de 250 mL, completándose el volumen con agua destilada. Calcule:

- La dilución efectuada.
- La concentración de la solución final en:
 - g/100 mL
 - g/L
 - mg/mL

Respuesta:

La dilución es de 5 en 250 ó $5/250$. Expresada colocando 1 como numerador será una dilución:

1:50

ya que $250/5 = 50$.

Conociendo esto, se puede calcular:

concentración final = concentración inicial / 50.

Entonces:

$$\text{NaCl } 0,9\% / 50 = 0,018 \text{ g/100 mL}$$

Que se puede expresar:

$$0,018 \text{ g}/100 \text{ mL} = 0,018 \text{ g}/\text{dL} = 0,18 \text{ g L} = 0,18 \text{ mg}/\text{mL}$$

1B La concentración habitual de glucosa en plasma es de 100 mg/100 mL. Esta sustancia se determina por métodos químicos, que dan una reacción de color que se mide en un fotocolorímetro. Sin embargo, no se puede realizar la reacción química con el plasma sin diluir ya que, supongamos, el instrumento que estamos usando "lee" concentraciones entre 1 y 5 mg/100 mL. En base a esto, calcule:

- Qué dilución se debe usar
- Cuál es la concentración final

Respuesta:

Podemos ir probando distintas diluciones y ver cuál es la que nos conviene. Recuérdese que las pipetas y matraces que hay en los laboratorios son de determinados valores, de modo que no se puede INVENTAR una dilución, sino hacerla con el material de que se dispone. Veamos:

- Dilución 1:100

Se tomará, por ejemplo, 1 mL de plasma y se llevará a 100 mL de volumen final.

$$\text{Concentración final} = \frac{100 \text{ mg} / 100 \text{ mL}}{100} = 1 \text{ mg} / 100 \text{ mL}$$

Es una dilución demasiado alta, ya que la concentración obtenida cae justo en el límite inferior del rango de lectura.

- Dilución 1:10

Se tomará, por ejemplo, 0,5 mL de plasma y se llevará a 5 mL de volumen final.

$$\text{Concentración final} = \frac{100 \text{ mg} / 100 \text{ mL}}{10} = 10 \text{ mg} / 100 \text{ mL}$$

Es una dilución demasiado baja, ya que la concentración final está por encima del rango de lectura,

- Dilución 1 / 50

Se tomará, por ejemplo, 0,2 mL de plasma y se llevará a 10 mL de volumen final.

$$\text{Concentración final} = \frac{100 \text{ mg}/100 \text{ mL}}{50} = 2 \text{ mg} / 100 \text{ mL}$$

Es una concentración adecuada, ya que está en el rango del instrumento.

La CONCENTRACION FINAL, si se usa la dilución 1: 50, será de:

$$2 \text{ mg}/100 \text{ mL} = 2 \text{ mg}/\text{dL} = 20 \text{ mg}/\text{L} = 20 \mu\text{g}/\text{mL}$$

Nótese que al hacer estas equivalencias sólo se ha dividido o multiplicado el numerador y el denominador de la concentración por la misma cifra.

1C En una balanza de precisión se pesan 0,671 g de KCl, se los coloca en un matraz de 100 mL y se completa el volumen con agua destilada. De esa solución se toman 0,5 mL, se colocan en un matraz de 250 mL y se completa el volumen con agua. Calcule:

- a) La concentración, en g/L, de la primera solución.
- b) El valor de la dilución que se hace al preparar la segunda solución.
- c) La concentración, en $\mu\text{g}/\text{mL}$, de la segunda solución.

Respuestas: a) 6,71 g/L; b) 1:500; c) 13,4 $\mu\text{g}/\text{mL}$

1D Dos técnicos de un laboratorio necesitan preparar soluciones de NaCl. Uno de ellos quiere 500 mL al 0,45% y el otro quiere 100 mL de una solución al 2,25%. A fin de realizar una sola pesada en la balanza, deciden preparar la solución más concentrada primero y con ella preparar una segunda más diluida.

- Calcule:
- Cuántos gramos de NaCl deberán pesar.
 - En qué volumen lo diluirán.
 - Qué dilución usarán para la segunda solución.

Respuestas: a) 4,5 g; b) 200 mL; c) 1:5 (Hay otras respuestas posibles).

PROBLEMA 2

Objetivo: - Transformar concentraciones expresadas en gramos o miligramos por 100 mililitros en concentraciones expresadas en moles por unidad de volumen.

- Transformar concentraciones expresadas en unidades del SI en las concentraciones que aún se usan en la práctica médica.

Es habitual encontrar, en la práctica médica y en los distintos libros de texto, las más variadas formas de expresar una concentración y se hace necesario convertir unas en otras. Cualquiera sea la dirección en que se haga la transformación, lo único que se necesita es saber el peso atómico o molecular de la sustancia y, por supuesto, conocer las unidades y subunidades de peso y volumen.

Así, por ejemplo, si en un informe de laboratorio aparece que un paciente tiene una concentración de glucosa en plasma de 100 mg/100 mL, para expresarla en milimoles/litro se razonará:

- a) Qué el peso molecular de la glucosa es:

pm glucosa: 180 g/mol

También se puede decir que el peso molecular de la glucosa es de:

pm glucosa: 180 mg/mmol

b) Que 1 mol de cualquier sustancia contiene 1000 milimoles.

c) Que la unidad del informe del laboratorio está expresada por 100 mL de volumen y se necesita expresarla por 1 litro, esto es, 1000 mL.

Entonces, si la concentración de glucosa en plasma del paciente es de 100 mg/100 mL, esto equivale a 1000 mg/L o 1 g/L. De este modo:

180 g/l. 1000 mol /L

1 g/L x = 5,55 mmol /L

A continuación se darán 4 ejemplos, mostrándose en los dos primeros el detalle del procedimiento y dejándose los 2 últimos para su resolución personal.

2A La concentración normal de ALBUMINA en plasma se encuentra entre 3,5 y 4.8 g/100 mL. Exprese la concentración de esta sustancia en milimoles/litro.

Respuesta: Como el peso molecular de la albúmina es de 65000 (65000 g/mol) y como 3,5 g/100 mL es igual a 35 g/L, se puede calcular:

65000 g 1000 mmol

35 g x = 0,54 mmol

Del mismo modo:

65000 g 1000 mmol

48 g x = 0,74 mmol

Por lo tanto, la concentración de ALBUMINA en plasma humano se expresará:

Albúmina: 0,54 - 0,74 mmol / L

2B En una historia clínica, un médico encuentra que un paciente tiene una concentración de BILIRRUBINA en plasma de 52 μ mol /L. Como él sólo sabe que la concentración habitual tiene un rango entre 0,3 y 1,5 mg/100 mL, tiene que está expresada en μ mol/L, en mg/100 mL.

Respuesta:

En ambos casos se debe conocer el peso molecular de la bilirrubina. Esta es de:

pm bilirrubina: 588 g /mol

lo que equivale a 588 mg /mmol

Entonces, para expresar el resultado en mmol /L, debemos considerar que: 0,3 mg / 100 mL = 3 mg /L

Entonces:

588 mg..... 1 mmol

3 mg..... $x = 5,1 \cdot 10^{-3}$ mmol = 5,1 μ mol

y como 1,5 mg /100 mL = 15 mg /L

Entonces

588 mg 1 mmol

15 mg $x = 0,0255$ mmol = 25,5 μ mol

Entonces, el rango normal de BILIRRUBINA en plasma es de: 5,1 - 25,5 μ mol /L

Por lo tanto, la concentración que me midió en el paciente, de 52 μ mol / L, está fuera del rango normal.

Si en vez de este procedimiento el médico hubiera optado por transformar la cifra en μ mol/L en mg/100 mL, el procedimiento hubiera sido:

$52 \mu\text{mol/L} = 0,052 \text{ mmol /L} = 0,0052 \text{ mmol /100 mL}$

Entonces:

1 mmol 588 mg

0,0052 mmol x = 3,06 mg

El plasma del paciente tiene, entonces: BILIRRUBINA: 3,06 mg /100 mL = 3,6 mg /dL

Como el rango normal, en las unidades que recuerda el médico, es:

Rango normal: 0,3 - 1,5 mg /100 mL. Por lo tanto, la concentración encontrada es anormalmente alta.

2C Exprese las concentraciones de las sustancias plasmáticas de la lista siguiente, que se encuentran en las unidades de uso práctico, en las unidades del Sistema Internacional que se indican:

- a) CALCIO (pm: 40) = 10 mg% en mmol/L
- b) AC. URICO (pm: 170) = 8 mg /dL en mmol/L
- c) PROTEINAS = 6,8 g/dL en g /L
- d) HIERRO (pm: 55,9 g) = 150 µg% en µmol/L

Respuestas:

a) 2,5 mmol /L; b) 0,47 mmol /L c) 68 g /L; d) 26,8 µmol /L

2D Se dispone de una solución de NaCl al 0,9% y se necesita una solución de NaCl de, aproximadamente, 3 mmol/L. ¿Qué dilución se debe hacer de la solución original? (pm NaCl: 58,5).

Respuesta: 1:50

PROBLEMA 3

Objetivos: - Calcular la concentración de los principales iones en una solución electrolítica para inyección endovenosa.

- Verificar la electroneutralidad de las soluciones.

Los laboratorios farmacéuticos indican siempre los gramos o miligramos que han usado para preparar un determinado producto. En el caso de las soluciones electrolíticas que se utilizan, principalmente, para reemplazar las pérdidas de agua y de solutos debidas a diarreas, vómitos, intervenciones quirúrgicas, etc., es IMPRESCINDIBLE saber la concentración de los principales iones en mEq/L o mmol/L. Para realizar esta conversión se necesita saber la "fórmula" de la molécula y su peso molecular. En este problema calcularemos, en su parte A, la concentración de Cl^- , Na^+ , K^+ , Mg^{2+} de la solución "NORMOSOL-R con DEXTROSA", que describimos anteriormente y que reproducimos aquí:

3A

Dextrosa	5 g
NaCl	26 mg
Acetato Na	222 mg
Gluconato Na	502 mg
KCl	37 mg
MgCl ₂	14 mg
Agua c.sp.....	100 mL

El término **c.s.p.** significa "cantidad suficiente para", indicando que se ha agregado agua hasta completar un volumen de 100 mL. Recurriremos a la Tabla 1.VI para la información de pesos y fórmulas. En la parte B de este problema se dará la composición de otra solución, para que sea usted quien calcule las concentraciones.

a) Cálculo de la concentración de cloruro, sodio, potasio y magnesio en cada una de las sales.

El primer paso debe ser convertir en g /L la concentración de TODAS las sales que contengan estos iones, para luego llevarlas a mmol/L.

Así: **NaCl: 526 mg/100 mL = 5,26 g /L**

Entonces:

58,5 g/L NaCl 1000 mmol /L NaCl

5,26 g/L NaCl x = 89,9 mmol /L

Estos 89,9 g mmol/L de NaCl corresponden a:

89,9 mmol/L de Na⁺

89,9 mEq/L de Na⁺

89,9 mmol/L de Cl⁻

89,9 mEq/L de Cl⁻

- **Acetato de sodio: 222 mg/100 mL = 2,22 g /L**

82 g/L 1000 mmol/L

2,22 g/L Na(C₂H₃O₂) x = 27 mmol /L

Como aquí hay un radical acetato y un ion Na⁺, en 27 mmol /L de acetato de sodio hay (aceptando disociación completa)

27 mmol/L de Na⁺

27 mEq/L de Na⁺

27 mmol /L de C₂H₃O₂⁻

27 mEq /L de C₂H₃O₂⁻

- **Gluconato de sodio: 502 mg /100 mL = 5,02 g /L**

218 g /L Na(C₆H₁₁O₇) 1000 mmol /L

5,02 g /L Na(C₆H₁₁O₇) x = 23 mmol /L

Como en el caso anterior, en 23 mmol /L de gluconato de sodio hay:

25 mmol/L de Na⁺

25 mEq/L de Na⁺

25 mmol/L de C₆H₁₁O₇⁻

29 mEq/L de C₆H₁₁O₇⁻

- **KCl: 37 mg/100 mL = 0,37 g/L**

74,5 g/L KCl 1000 mmol /L
0,37 g/L KCl x = 4,96 mmol /L

En 4,96 mmol /L de KCl hay:

4,96 mmol /L de Cl⁻
4,96 mEq /L de Cl⁻

4,96 mmol /L de K⁺
4,96 mEq /L de K⁺

- MgCl₂: 14 mg/100 mL = 0,14 g /L

95 g MgCl₂ 1000 mmol /L
0,14 g MgCl₂ x = 1,47 mmol L

Como se vió en la página 30, en 1,47 mmol de MgCl₂ hay:

1,47 mmol/L de Mg²⁺
2,94 mEq/L de Mg²⁺

2,94 mmol/L de Cl⁻
2,94 mEq/L de Cl⁻

b) Cálculo de la concentración TOTAL de Cl⁻

Cl⁻ del NaCl -----> 89,9 mmol /L
Cl⁻ del KCl -----> 4,96 mmol /L
Cl⁻ del MgCl₂ ----> 2,94 mmol /L

97,8 mmol/L ≈ 98 mmol/L

Cl⁻ TOTAL en la solución: 98 mmol/L o también 98 mEq/L

c) Cálculo de la concentración TOTAL de Na⁺

Na⁺ del NaCl -----> 89,9 mmol/L

Na⁺ del Acet.Na --> 27,0 mmol/L

Na⁺ del Gluc.Na --> 23,0 mmol/L

139,9 mmol/L • 140 mmol/L

Na⁺ TOTAL en la solución: 140 mmol/L o también 140 mEq/L

d) Cálculo de la concentración TOTAL de ANIONES y CATIONES (sólo en mEq/L)

ANIONES

CLORURO -----> 98 mEq /L

ACETATO -----> 27 mEq /L

GLUCONATO ----> 23 mEq /L

148 mEq / L

CATIONES

SODIO -----> 140 mEq/L

POTASIO -----> 4,86 mEq/L

MAGNESIO ----> 2,94 mEq/L

147,9 mEq/L • 148 mEq/L

Como la suma de los aniones es igual a la de los cationes, se demuestra que la solución es eléctricamente neutra.

3B Un paciente recibe, por vía endovenosa, una solución conocida como "**solución de Ringer inyectable**", cuya composición es la siguiente:

cloruro de sodio 0,60 g
cloruro de potasio 0,03 g
cloruro de calcio 0,033 g
agua para inyección, c.s.p 100 mL.

Calcule:

- a) la concentración de Na^+ , en mEq/L.
- b) la concentración de Ca^{2+} , en mEq/L.
- c) la cantidad de Cl^- , en mEq, que recibirá el paciente si se le inyectan 250 mL de esta solución.

Respuestas: a) 102,5 mEq /L; b) 5,94 mEq/ L; c) 28 mEq.

PROBLEMA 4

Objetivos: - Determinar la osmolalidad del plasma de un paciente a partir de la concentración de ciertos solutos.

- Discutir la validez de varias fórmulas para la determinación de la osmolalidad.

La osmolalidad plasmática es usada, en la práctica médica, para reconocer diversas condiciones patológicas. Por lo general, hay una muy clara relación entre el grado de deshidratación del paciente y la osmolalidad de su plasma. Así, por ejemplo, una persona que tiene una diarrea severa, pierde agua y solutos, pero dependerá de la relación entre uno y otro en el líquido perdido que su osmolalidad plasmática aumente, disminuya o permanezca a igual. Si el líquido de diarrea tiene una osmolalidad MENOR que la del plasma, querrá decir que se ha perdido, del compartimiento corporal, proporcionalmente más agua que solutos. En consecuencia, la osmolalidad plasmática AUMENTARA. En caso que el líquido perdido por la diarrea tenga una osmolalidad MAYOR que la del plasma, la osmolalidad plasmática DISMINUIRA.

Las diarreas, o cualquier otra situación con pérdida de líquido de IGUAL osmolalidad que la del plasma, no PRODUCEN CAMBIOS en la osmolalidad plasmática. En este caso, la sola medición de la osmolalidad plasmática no permite determinar el grado de hidratación del individuo.

La osmolalidad de los líquidos biológicos se determina, generalmente, usando un OSMOMETRO que mida el descenso crioscópico. Lamentablemente, estos instrumentos no están en todos los laboratorios de análisis clínicos y debe recurrirse a "fórmulas" aproximadas para determinar la osmolalidad en base a la concentración de algunos solutos.

La siguiente es una lista de sólo algunas de las fórmulas más usadas. En todas ellas se utilizan, exclusivamente, las concentraciones de Na^+ , urea y glucosa, ya que se considera que son las sustancias que pueden determinar, con mayor facilidad, cambios en la osmolalidad plasmática en condiciones patológicas.

Fórmulas:

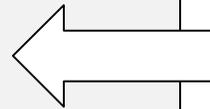
1) $\text{Osm} = 2 \cdot (\text{Na}^+ + \text{K}^+) + \text{urea} + \text{glucosa}$

2) $\text{Osm} = 2,1 \cdot \text{Na}^+$

3) $\text{Osm} = (1,86 \cdot \text{Na}^+) + \text{urea} + \text{glucosa}$

4) $\text{Osm} = (2 \cdot \text{Na}^+) + \text{urea} + \text{glucosa}$

5) $\text{Osm} = (1,86 \cdot \text{Na}^+) + \text{urea} + \text{glucosa} + 9$



La variedad de fórmulas no hace más que demostrar que ninguna es totalmente satisfactoria.

4A Un niño de 3 meses de edad ingresa al hospital luego de varias horas con diarrea y vómitos. Se le toma una muestra de sangre y se analizan las concentraciones de Na^+ , K^+ , urea y glucosa. Los resultados son:

$\text{Na}^+ = 153 \text{ mEq/L}$ (normal: 140 mEq/L) *El valor que se da aquí como NORMAL es sólo un promedio, ya que hay un RANGO de valores normales.*

$\text{K}^+ = 4,0 \text{ mEq/L}$ (normal: 4,5 mEq/L)

urea = 32 mg/dL (normal: 30 mg/dL)

glucosa = 100 mg/dL (normal: 100 mg/dL)

Calcular la osmolalidad plasmática usando la fórmula 1 y 5.

Fórmula 1: el primer paso es llevar las concentraciones de urea y glucosa a mmol/L.

UREA: 32 mg /dL = 320 mg/L = 0,32 g /L

60 g /L 1000 mmol/L

0,32 g /L x = 5,33 mmol/L

GLUCOSA: 100 mg /dL = 1 g/L

180 g /L 1000 mmol/L

1 g /L x = 5,55 mmol/L

Osm = 2 (Na⁺ + K⁺) + urea + glucosa

Osm = 2 (153 + 4) + 5,32 + 5,55

Osm = 325 mOsm/kg

Fórmula 5:

Osm = (1,86 . Na⁺) + urea + glucosa + 9

Osm = 304 mOsm/kg

Como se ve, la discrepancia entre las fórmulas es grande. Lo único bien claro es que la osmolalidad está aumentada y que, en este caso, el soluto "responsable" es el Na⁺.

4B Los DIURETICOS son sustancias que determinan un aumento de la excreción de Na⁺ y otros solutos por el riñón, acompañada por un aumento de la diuresis. En los pacientes que reciben este tratamiento por largo tiempo y sin control médico, puede aparecer una hiponatremia con hiposmolalidad. El siguiente cuadro resume los resultados de un análisis de plasma en uno de estos casos.

$\text{Na}^+ = 106 \text{ mEq/L}$ (normal: 140 mEq/L)

$\text{K}^+ = 3,0 \text{ mEq/L}$ (normal: 4,5 mEq/L)

$\text{Cl}^- = 81 \text{ mEq/L}$ (normal: 105 mEq/L)

$\text{HC03}^- = 31 \text{ mEq/L}$ (normal: 25 mEq/L)

Urea = 0,28 mg/dL (normal: 0,3 mg/dL)

Glucosa = 110 mg/dL (normal: 100 mg/dL)

Osm = 232 mOsm/ kg (normal: 290 mOsm/kg)

Determine cuál de las fórmulas de osmolalidad es la más apropiada para calcular la osmolalidad de ESTE plasma.

Respuesta: El valor que más se aproxima resulta de usar la Fórmula 1. Hay hiponatremia y a eso se debe la hiposmolaridad, pero hay aumento del bicarbonato. Este es un efecto secundario de los diuréticos.

PROBLEMA 5

Objetivo: - Calcular la osmolaridad de soluciones electrolíticas usadas en medicina.

- Estimar el volumen de una solución que debe recibir un paciente para compensar una pérdida.
- Conocer cómo preparar una solución isotónica a partir de una hipertónica.

Las soluciones electrolíticas se usan en medicina, por lo general, para reponer las pérdidas de agua y solutos que un paciente ha tenido. Estas PERDIDAS resultan de situaciones tan diversas como diarreas, vómitos, quemaduras, hemorragias, intervenciones quirúrgicas, fistulas digestivas, sudoración extrema, etc. También pueden ser usadas para reponer las pérdidas fisiológicas (orina, sudor, heces, agua de respiración) - VER CAPITULO 3) en pacientes inconscientes, que no pueden beber y alimentarse por sí solos. Dada esta gran variedad de situaciones, no existe una

única solución electrolítica, sino que, de las disponibles, el médico debe elegir la que más se adapte a las necesidades del paciente. Luego de la elección, deberá decidir qué volumen es el adecuado para reponer las pérdidas que ya existen y qué volumen deberá irse inyectando, durante el dLa, para compensar pérdidas futuras.

Por lo general se procura que las soluciones a inyectar por vía endovenosa sean ISO-OSMOTICAS (igual osmolalidad) con respecto al plasma y demás líquidos biológicos (290 mOsm /kg • 290 mOsm /L en el hombre). El término ISOTONICO puede ser usado, algunas veces, como sinónimo de iso-osmótico, pero eso lo veremos en el Capítulo 2. Hay casos, sin embargo, en que es necesario inyectar soluciones HIPEROSMOTICAS o soluciones HIPO-OSMOTICAS y, a veces, hay necesidad de que el médico realice una dilución para convertir una solución hiperosmótica en una iso-osmótica.

En el problema 5A se calculará la OSMOLARIDAD de la solución cuya concentración, en mEq/L, se vió en el problema 3A. En el problema 5B, se dará una solución comercial, en la que usted debe calcular la osmolaridad. En el problema 5C se mostrará cómo calcular el volumen de solución a inyectar en caso de un déficit de un electrolito. En el problema 5D, será usted quien haga el cálculo, para otro paciente. Por último, en el problema 5E, se mostrará un caso en que es necesario diluir, al inyectarla, una solución.

5A La solución, "Normosol R - con dextrosa" tiene la siguiente composición, de acuerdo a los resultados del problema 3A

Sustancia	mmol / L
NaCl	90
Na (C ₂ H ₃ O ₂)	27
Na(C ₆ H ₁₁ O ₇).	23
MgCl ₂	1,47
Dextrosa (d-glucosa)	278

La osmolaridad de la solución se calcula de la siguiente modo:

- Cálculo de los mOsm /L que aporta el NaCl

$$\text{Osm} = \text{molaridad} \cdot v \cdot g$$

$$\text{Osm} = 90 \text{ mmol/L} \cdot 2 \cdot 0,9377$$

$$\text{Osm} = 168,8 \text{ mOsm/L}$$

El coeficiente g fue obtenido de la Tabla 1.IX

- Cálculo de los mOsm /L que aporta el Acetato de sodio:

$$\text{Osm} = \text{molaridad} \cdot v \cdot g$$

$$\text{Osm} = 27 \text{ mmol/L} \cdot 2 \cdot 1$$

$$\text{Osm} = 54 \text{ mOsm /L}$$

- Cálculo de los mOsm /L que aporta al Gluconato de sodio:

$$\text{Osm} = \text{molaridad} \cdot v \cdot g$$

$$\text{Osm} = 23 \text{ mmol /L} \cdot 2 \cdot 1$$

$$\text{Osm} = 46 \text{ mOsm /L}$$

- Cálculo de los mOsm /L que aporta el KCl:

$$\text{Osm} = \text{molaridad} \cdot v \cdot g$$

$$\text{Osm} = 4,96 \text{ mmol/L} \cdot 2 \cdot 1$$

$$\text{Osm} = 9,92 \text{ mOsm/L}$$

- Cálculo de los mOsm/L que aporta el MgCl₂

$$\text{Osm} = \text{molaridad} \cdot v \cdot g$$

$$\text{Osm} = 1,47 \text{ mmol /L} \cdot 3 \cdot 1$$

$$\text{Osm} = 4,41 \text{ mOsm /L}$$

- Cálculo de los mOsm/L que aporta la Dextrosa

$$\text{Osm} = \text{molaridad}$$

$$\text{Osm} = 278 \text{ mOsm /L}$$

SUMA DE LOS MILIOSMOLES APORTADOS unicamente POR LAS SUSTANCIAS ELECTROLITICAS

$$\text{Osm} = 186,8 + 54 + 46 + 9,92 + 4,41 = 283 \text{ mOsm /L}$$

Como se ve, con estas sales, la solución ya es una solución aproximadamente iso-osmótica.

MILIOSMOLES TOTALES DE LA SOLUCION

$$\text{Osm} = 283 + 278 = 561 \text{ mOsm/L}$$

Esta solución es francamente HIPERTONICA, ya que la Dextrosa (d-glucosa) aporta una cantidad de miliosmoles como para constituir una solución isotónica POR SI SOLA.

5B Calcular la osmolaridad de la solución conocida como "Ringer-lactato" o solución de Hartmann

Su composición es:

NaCl 0,60 g
KCl0,03 g
CaCl₂ 0,02 g
Lactato de Na0,31 g
agua para iny. csp100 mL

Respuesta: 261 mOsm/L

Nota: las soluciones electrolíticas que tienen una composición, en los principales iones, parecida a la del plasma humano, se las suele llamar SOLUCIONES RINGER. Eso se debe a que Sidney Ringer (1835-1910), un médico inglés, fue quien preparó, por primera vez, soluciones de este tipo.

5C Un paciente padece de HIPOPARATIROIDISMO, lo que determina que tenga una concentración plasmática de Ca^{2+} por debajo de lo normal. Se estima que tiene un DEFICIT de 12 mEq de Ca^{2+} y es urgente inyectarle una solución que, conteniendo Ca^{2+} , se lo corrija.

El médico que trata al paciente utiliza la siguiente solución para inyección endovenosa:

Gluconato de calcio al 10%

- Cálculo del volumen a inyectar:

Para saber qué volumen se debe inyectar, hay que conocer la concentración, en mEq / L, que tiene la solución.

Si (Tabla 1.VIII)

pm $\text{Ca}(\text{C}_6\text{H}_{11}\text{O}_7)_2 = 420 \text{ g/mol}$

420 g/L Glu. Ca^{2+} 2000 mEq/L Ca^{2+}

100 g/L Glu. Ca^{2+} x = 476 mEq/L Ca^{2+}

Como se quieren inyectar 12 mEq de Ca^{2+}

476 mEq 1000 mL

12 mEq x = 25,2 mL

Atención: La solución de gluconato de calcio al 10% es hiperosmótica: debe diluirse al inyectarla.

5D En el hospital donde reciben al paciente del problema anterior no hay solución de gluconato de calcio al 10%. Un médico trata de ver si se puede lograr corregir el déficit de Ca^{2+} , inyectando un cierto volumen de Solución de Hartmann (Problema 5B).

Resultado: el volumen a inyectar será de 3,33 litros. (Como ese volumen no se puede inyectar en pocos minutos, dependerá de la urgencia que exista para reponer el déficit, si esta alternativa es válida).

5E Un médico se encuentra frente a un paciente que tienen una concentración plasmática de K^+ por debajo de lo normal. Para compensar este déficit, procede a combinar 2 soluciones electrolíticas:

Solución a) NaCl 0,9%

Solución b) KCl 1,5 g
agua c.s.p...100 mL

A 500 mL de la solución a), el médico le agrega 10 mL de la solución b), pero, antes de inyectarla, decide calcular la osmolaridad de la nueva solución:

Osmolaridad de la solución a):

58,5 g NaCl 1000 mmol

9,0 g NaCl x \approx 154 mmol

Osm = 154 mmol/L . 2 . 0,9266

Osm = 285 mOsm/L

Osmolaridad de la solución b):

74,5 g KCl 1000 mmol

15,0 g KCl x = 201 mmol

Osm = 201 mmol . 2 . 1 = 402 mOsm/L **(A esta concentración, el coeficiente osmótico del KCl no es 1, pero se tomará ese valor ya que KCl será diluido en la Solución de NaCl)**

- Cálculo de la osmolaridad de la solución preparada con a) + b)

Osmoles provenientes de a):

1 L 285 mOsm
0,5 L x = 142,5 mOsm

Osmoles provenientes de b):

1 L 402 mOsm
0,010 L x = 4,02 mOsm

$$\text{Osm (a + b)} = \frac{142,5 \text{ mOsm} + 4,02 \text{ mOsm}}{0,5 \text{ L} + 0,01 \text{ L}} = 287 \text{ mOsm /L}$$

DISCUSION

SIGUIENTE HISTORIA PUEDE SERVIR PARA QUE EL ESTUDIANTE, SOLO O CON SU GRUPO, VAYA ANALIZANDO CADA UNA DE LAS PREGUNTAS QUE SE LE PLANTEAN Y, EN BASE LOS CONOCIMIENTOS ADQUIRIDOS, LLENE LOS ESPACIOS EN BLANCO. AL FINAL ESTAN LAS RESPUESTAS CORRECTAS

En la emergencia de un hospital se recibe a un paciente, referido de otro centro, con signos de deshidratación, relatando que tuvo vómitos y diarrea por cuatro días, de las que fue tratado con soluciones endovenosas. El médico interno solicita un análisis de electrolitos, urea y glucosa en plasma y el resultado es el siguiente:

Na⁺ 158 mEq/L
K⁺ 2 mEq/L
Glucosa 100 mg/dL
Urea 30 mg/dL
Osmolalidad 247 mOsm/L

El médico, al recibir este informe, se dirige al laboratorio y le dice al laboratorista de turno que su análisis está equivocado, ya que la osmolalidad del plasma de este paciente nunca podría ser inferior a

1) mOsm/kg

El bioanalista le señala que puede tener razón, pero que quizás lo que está equivocado es el Na⁺, ya que con esa osmolalidad el Na⁺ debería ser de:

2) mEq/L

Mientras en el laboratorio se dedican a repetir el análisis, el médico vuelve a su paciente, preocupado por la cifra tan baja de K⁺ en plasma. Decide, aceptando el valor como cierto, inyectarle una solución que contenga K⁺. Para ello calcula, a partir de un peso aproximado a los 65 kg y teniendo en cuenta SOLO EL DEFICIT EXTRACELULAR de K⁺, que a este paciente le faltan:

3) mEq de K⁺

Tendrá que inyectarle una solución endovenosa pero, ¿de qué? Para tomar una decisión tiene que estar seguro de los valores de Na⁺ y de osmolalidad. Mientras los espera, revisa la composición de dos soluciones que tiene a la mano:

Solución a) KCl 1,49 g
 agua c.s.p. 10 mL

(Este preparado es una ampolla para diluir)

Solución b)

NaCl 0,86 g
KCl 0,03 g
CaCl₂ 0,0033 g
agua c.s.p..... 100 mL

Si inyectara la solución a), diluida en, por ejemplo, en Dextrosa al 5%, tendría que poner un volumen de solución con K⁺ igual a

4) mL

Si, en cambio, inyectara la solución b), el volumen de solución sería de

5) mL

En ese momento llegan los nuevos datos de laboratorio:

PLASMA: $\text{Na}^+ = 156 \text{ mEq /L}$; $\text{Osm} = 330 \text{ mOsm /L}$

En base a esto, decide inyectar la solución:

6) a) -- b) (señale la que corresponde)

7) Explique por qué el médico y USTED se han pronunciado por inyectar esta solución.

Respuestas:

1) 330 mOsm/L

2) 116 mEq/L

3) 32,5 mEq

4) 16,2 mL

5) 8 litros

6) a

7) Las razones para elegir la solución a) son dos: la imposibilidad de inyectar 8 litros de solución a un paciente que tiene 13 litros de extracelular y el hecho de que el paciente tiene una hipernatremia (aumento del Na^+ en plasma), por lo que no es conveniente darle soluciones que contengan Na^+ .

AUTOEVALUACION

A CONTINUACION HAY 10 PREGUNTAS SOBRE TEMAS DE ESTE CAPITULO. TRATE DE RESPONDERLAS Y CONSULTE LAS RESPUESTAS CORRECTAS QUE ESTAN AL FINAL. SI FALLA EN ALGUNA, VUELVA A LA PARTE DEL CAPITULO CORRESPONDIENTE.

1) Un joven de 16 años tiene una talla de 1,70 m y pesa 61 kg. Señale, en la tabla siguiente, la línea a); b); c); d); o e) en la cual está el AGUA CORPORAL TOTAL (AGUA total), y la masa de sodio extracelular (MASA Na⁺ EC) que le corresponde.

	Agua total (litros)	MASA Na⁺ EC (mEq)
a)	27,5	3486
b)	40	427
c)	37	1708
d)	36,6	5124
e)	45,1	1864

2) Para determinar la volemia (volumen total de sangre) se le inyectan a un paciente 2,45 g de Azul de Evans. 15 minutos después se le toma una muestra de sangre y se encuentra una concentración de 0,875 mg/mL y un hematocrito del 47%. La VOLEMIA de este paciente es de:

- a) 2800 mL
- b) 2143 mL
- c) 3571 mL
- d) 5283 mL
- e) 5090 mL

3) Los siguientes indicadores se utilizan para medir el volumen de los compartimientos corporales, Señale la LINEA en que todas las respuestas sean correctas. (Símbolos: IV: intravascular; EC: extracelular; AGUA: agua total; IC: intracelular; RISA: Albúmina marcada con I-131; THO: Agua tritiada; Azul E.: azul de Evans)

	IV	EC	IC	Agua
a)	RISA	THO	Inulina	THO
b)	Azul E	ninguno	Inulina	THO
c)	RISA	Inulina	ninguno	RISA
d)	Azul E	ninguno	THO	Inulina
e)	Risa	Inulina	ninguno	THO

4) A continuación se dará una lista de ciertas magnitudes, con su símbolo entre paréntesis: PRESION (P); MASA (M); TEMPERATURA (T); CONCENTRACION (C); CALOR (Q); VOLTAJE (V). Estas magnitudes puede ser clasificadas en INTENSIVAS y NO-INTENSIVAS. Señale la LINEA que contiene todas las respuestas correctas.

	INTENSIVAS	NO INTENSIVAS
a)	C – V -- Q	M – T-- P
b)	C – V – T – P	M -- Q
c)	Q – V	C – M – T-- P
d)	Q – M – V – P	T -- C
e)	Q – P - M	T – C -- V

5) Una concentración de ACIDO URICO en plasma de 3 mg / 100 mL puede ser considerada normal. Señale la línea que contiene todas las equivalencias correctamente realizadas.

	mg/L	g / L	mg/dm ³	mg/ mL	mg/cm ³
a)	3,3	30	30	0,003	3
b)	3	0,03	0,3	0,03	30
c)	30	0,3	30	0,3	0,03
d)	30	0,03	30	30	0,03
e)	0,003	3	3	0,3	30

6) Se pesan 55,5 mg de CaCl₂ y se disuelven en agua de modo de preparar un litro de solución. Sabiendo que el pm del CaCl₂ de 111, la solución preparada tendrá, por litro de solución (señale la línea en que todas las opciones son correctas).

	mmo/L sal	mmo/L anión	mmol/L catión	mEq/L anión	mEq/L catión
a)	1	2	2	2	2
b)	1	1	0,5	1	1
c)	0,5	1	0,5	0,5	1
d)	0,5	1	0,5	1	1
e)	0,5	0,5	1	1	0,5

7) En el tratamiento de las diarreas infantiles se usa, con éxito, el tratamiento de rehidratación oral, consistente en la toma frecuente de pequeños volúmenes de una solución electrolítica rica en glucosa. La solución recomendada por la Organización Mundial de la Salud (OMS) tiene la siguiente composición:

NaCl 3,5 g/L

KCl 1,5 g/L

NaHCO₃ 2,5 g/L

Glucosa 20,0 g/L

La dosis recomendada es un vaso (200 mL) después de cada deposición diarreica. Entonces, en cada dosis, un niño recibirá:

a) mEq de Cl⁻

b) mEq de K⁺

c) mEq de HCO₃⁻

d) mEq de Na⁺

8) La osmolaridad de la solución de la pregunta anterior es de: mOsm/L

9) El plasma de un animal de experimentación tiene un descenso crioscópico de 0,455 °C y se desea preparar 1 litro de una solución de NaCl que tenga la misma osmolaridad que ese plasma. Para ello se pesará una cantidad de NaCl igual a:

a) 9,10 g

b) 8,5 g

c) 7,51 g

d) 6,98 g

e) 6,52 g

10) Una mujer de 20 años ingresa al hospital con un cuadro grave de deshidratación y, presumiblemente, insuficiencia renal aguda. La paciente afirma que antes de comenzar este cuadro, hace pocos días, pesaba 52 kg. Su peso actual es de 49 kg y un análisis muestra una concentración de urea en plasma de 5,2 g/L. El médico que la ve supone que la paciente tuvo una pérdida de agua corporal total y que hay un aumento importante de la concentración de urea, pero quiere conocer si hay un aumento o no de la masa total de urea corporal. Para calcular estas alteraciones, realiza los siguientes pasos:

- a) Agua corporal de la persona sana litros
- b) Volumen de agua perdido litros
- c) Agua corporal de la enferma litros
- c) Masa de urea corporal de la persona sana g
- d) Masa de urea corporal de la enferma g
- f) Masa de urea ganada (+) o pérdida (-)..... g

RESPUESTAS

- 1) c 6) d
- 2) d 7) a) Cl⁻: 80 mEq/L; 16 mEq/dosis
 b) K⁺: 20 mEq/L; 4 mEq/dosis
- 3) e c) HCO₃⁻: 30 mEq/L; 6 meq/dosis
 d) Na⁺: 90 mEq/L; 18 mEq/dosis
- 4) b
- 8) 330 mOsm/L
- 5) d
- 9) c
- 10). a) 31,2 L ; b) 3 L c) 28,2 L d) 9,4 g e) 147 g f) +137 g

LECTURAS RECOMENDADAS

- Físicoquímica para biólogos.

J. G. Morris.
Editorial Reverté, S.A., Barcelona, 1980.

- Físicoquímica Fisiológica.

J. Jiménez Vargas y J. M. Macarulla
Editorial Interamericana, S.A., (6a. Edición),
Madrid, 1984.

Manual de Fisiología y Biofísica para estudiantes de medicina
R. Montoreano – Edición electrónica 2002

FIN CAPITULO 1