

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.

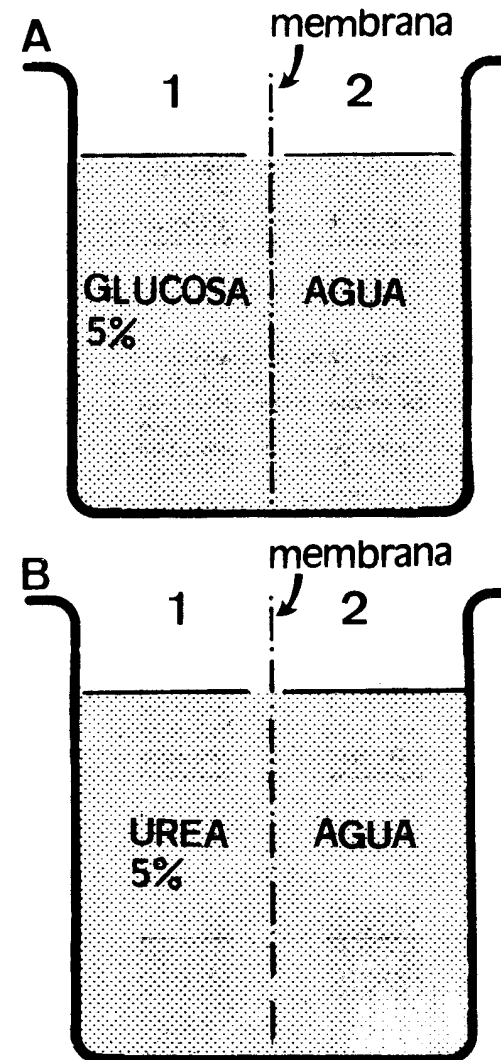


FIG. 1.15 LA SOLUCION DE UREA AL 5% TIENE 880 mmol/L Y LA SOLUCION DE GLUCOSA AL 5% TIENE 277 mmol/L

. 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

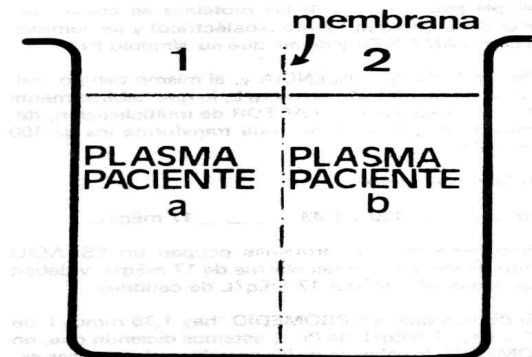


FIG. 1.16 ¿ COMO SE PUEDE SABER CUAL DE LOS DOS PLASMAS TIENE UNA MAYOR CONCENTRACION DE AGUA?

- 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:

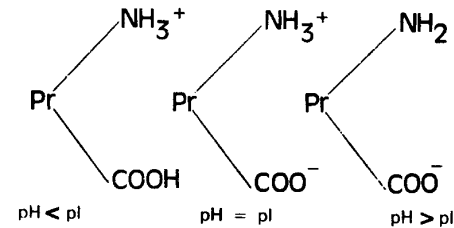
$$\Delta t_c \propto \text{número de partículas de soluto en solución}$$

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

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 $1,86^\circ\text{C}$ ($1 \text{ Osm} = 1000 \text{ mOsm}$)

- 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:

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

¿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)

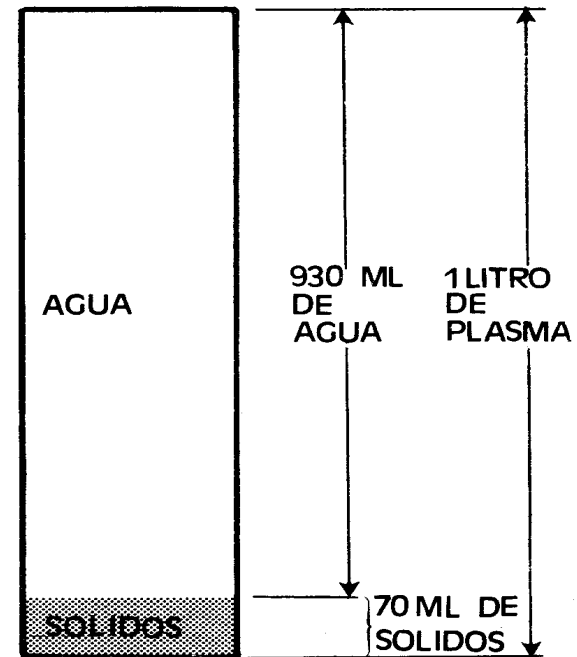
En la OSMOLARIDAD, la concentración queda expresada como:

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

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

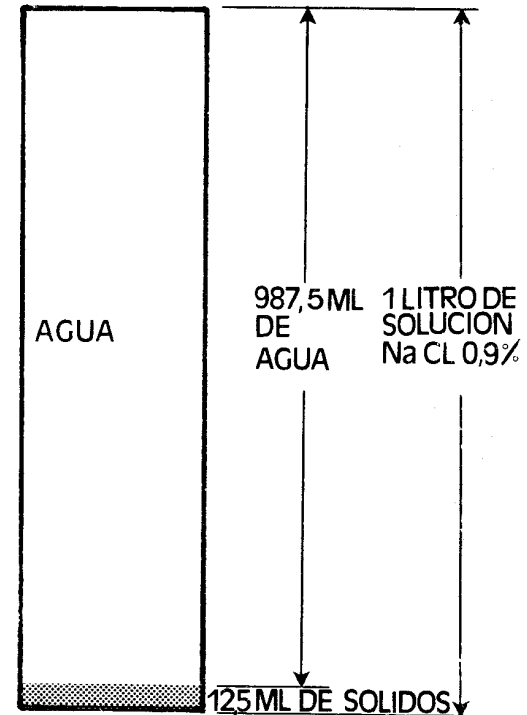
Como muestra la Fig. 1.17b), si la osmolalidad de esta solución es de 290 mOsm/kg, su osmolaridad es de 286 mOsm/L. La diferencia es muchísimo menor que en el caso del plasma.

*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 MILIOSMOLES. 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 electroestática 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 BIOLOGICOS

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 “regular” 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 burbujearmos 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.

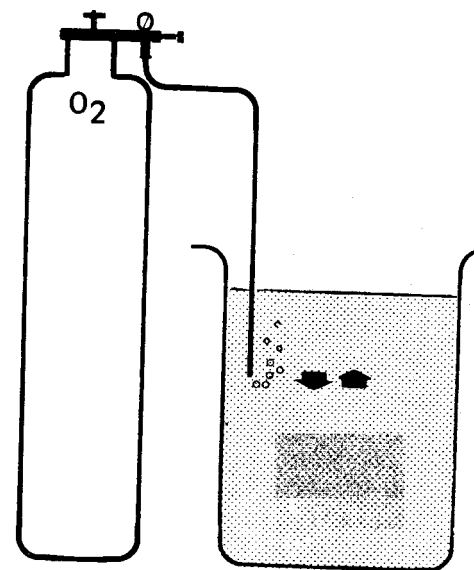


FIG. 1.18 DISOLUCION DE UN GAS EN AGUA. AL BURBUJEARSE OXIGENO EN UN RECIPIENTE CON AGUA SE FORMA UNA SOLUCION DE H₂O Y O₂. CUALQUIERA SEA LA PRESION QUE HAYA EN EL CILINDRO DE OXIGENO, EN EL EXTREMO DEL TUBO LA PRESION ES DE 760 mm Hg (1 ATMOSFERA) Y EL OXIGENO SE DISUELVE DE ACUERDO A LA LEY DE HENRY: 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**