

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:

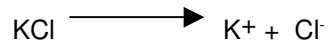
$$1 \text{ kg de agua} \text{ -----} > 55,5 \text{ mol/kg}$$

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 electrostático?
- ¿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

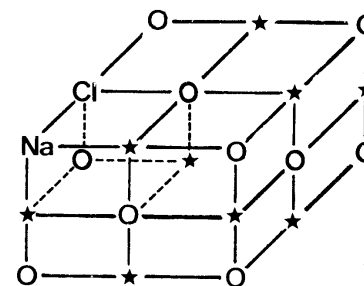


Fig. 1.10 EL CLORURO DE SODIO AL ESTADO SOLIDO, COMO CRISTAL

- 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.

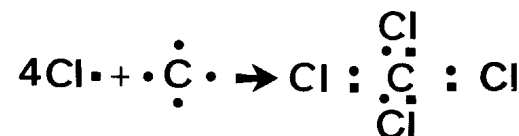


FIG. 1.11: ENLACES EN EL TETRACLORURO DE CARBONO.

- 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).

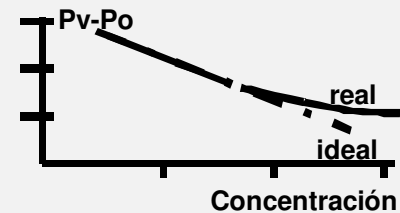
De este modo, la molécula de Na_2SO_4 , que estaba constituyendo una sola UNIDAD ELEMENTAL, se ha dividido en 3 unidades o PARTICULAS ($\text{Na}^+ + \text{Na}^+ + \text{SO}_4^-$).

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

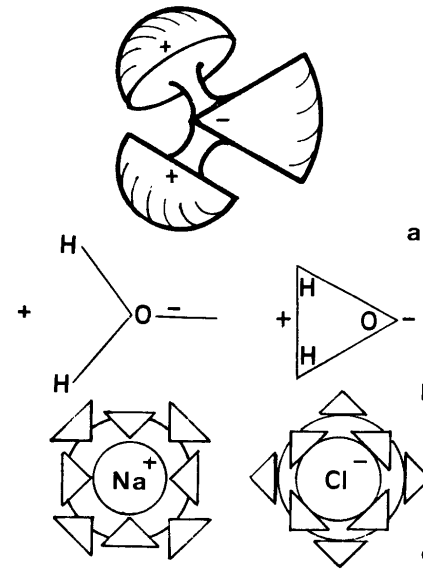


FIG. 1.12 LA MOLECULA DE AGUA Y SU ACCION COMO DIPOLO. a) LA MOLECULA DE AGUA TIENE UNA DISPOSICION TRIDENSIONAL QUE, POR SENCILLEZ, SE ESQUEMATIZA COMO SE MUESTRA EN b), CONFORMANDO UN DIPOLO. EN c) LAS MOLECULAS DE AGUA DISPUESTAS ALREDEDOR DEL Cl^- Y EL Na^+ . NOTESE LA DIFERENTE ORIENTACION DE LAS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

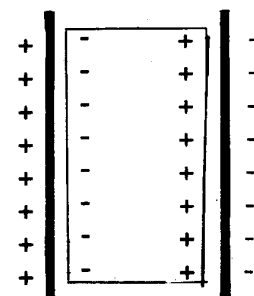


FIG. 1.13 EL AGUA CUMPLE EL MISMO PAPEL QUEL DIELECTRICO EN ESTE CAPACITOR

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

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

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

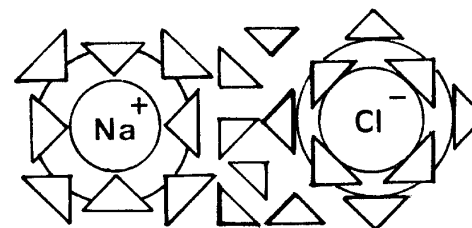


FIG. 1.14 LAS MOLECULAS DE AGUA FORMAN UNIONES ENTRE SI Y CON LOS IONES DE LA SOLUCION

**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:

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

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

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

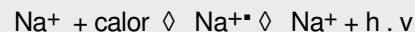
Como CADA molécula de MgCl_2 está formada por dos átomos de cloro y un átomo de magnesio, al disociarse en la solución quedarán 1,47 mmol/L de magnesio, pero quedarán $(2 \cdot 1,47 \text{ mmol/L}) = 2,94 \text{ mmol/L}$ de cloruro.

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.

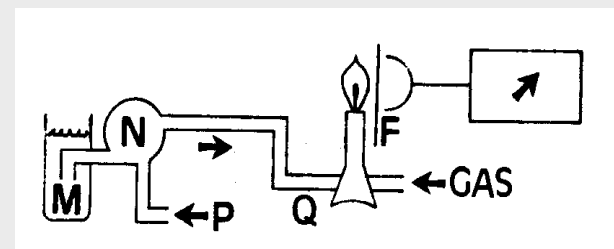


COMO SE DETERMINA LA CONCENTRACION DE SODIO Y POTASIO EN LAS SOLUCIONES

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-violetado, 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:

$$\begin{array}{l}
 90 \text{ mmol/L de NaCl} \left\{ \begin{array}{l} 90 \text{ mEq/L de Na}^+ \\ 90 \text{ mEq/L de Cl}^- \end{array} \right. \\
 \\
 1,47 \text{ mmol L de MgCl}_2 \left\{ \begin{array}{l} 2,94 \text{ mEq/L de Mg}^{2+} \\ 2,94 \text{ mEq/L de Cl}^- \end{array} \right.
 \end{array}$$

¿ 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:

$$\begin{array}{l}
 111 \text{ g CaCl}_2 \dots\dots\dots 2000 \text{ mEq Ca}^{2+} \\
 3,5 \text{ g CaCl}_2 \dots\dots\dots x = 63 \text{ mEq Ca}^{2+}
 \end{array}$$

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