

Universidad Rafael Landívar
Facultad de Ingeniería
Ingeniería en Industria de Alimentos
Laboratorio de Química II, Sección 3
Catedrático: Mgtr. Pedro Gonzalo Yax Peralta

PRÁCTICA No. 03 (Parte A)
CÁLCULO EXPERIMENTAL DE LA MASA MOLAR DE UN SOLUTO A
PARTIR DE LA ELEVACIÓN EN EL PUNTO DE EBULLICIÓN DE UNA
DISOLUCIÓN

Bran Samayoa, Carlos Rodrigo
1142622

Guatemala, 16 de junio de 2022

ÍNDICE

INTRODUCCIÓN	i
FUNDAMENTO TEÓRICO	1
MARCO TEÓRICO.....	1
DISOLUCIONES.....	1
PROPIEDADES COLIGATIVAS DE LAS DISOLUCIONES	1
TABLAS SOBRE FICHAS DE SEGURIDAD:	4
OBJETIVOS.....	6
OBJETIVO GENERAL.....	6
OBJETIVOS ESPECÍFICOS	6
METODOLOGÍA	7
REACCIONES	9
REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS	10
LIBROS	10
E-GRAFÍAS.....	10

INTRODUCCIÓN

La práctica de laboratorio No. 03 (Parte A), denominada “Cálculo Experimental de la Masa Molar de un Solute a partir de la Elevación en el Punto de Ebullición de una Disolución”, se realizará el viernes 17 de junio del 2022. El objetivo general de la práctica es analizar la forma en que las propiedades coligativas de las disoluciones tienen la capacidad de alterar el funcionamiento de una disolución y determinar valores de esa misma disolución.

Como objetivos específicos, se determinará el punto de ebullición del agua, a través de llevar el agua a una temperatura en la que se transforme de agua en estado líquido a estado sólido. Se calculará el valor de la molalidad de una disolución de cloruro sódico y la masa molar del mismo cloruro sódico (solute), con el uso del valor de elevación del punto de ebullición. Se comparará el dato calculado de manera experimental de la masa molar cloruro sódico con el dato teórico, haciendo uso del porcentaje de error.

Llamamos propiedades coligativas de las disoluciones a aquellas características de las disoluciones que dependen únicamente de la cantidad de soluto que hay disuelto en un disolvente, no de la identidad química del soluto. Estas propiedades aplican para cualquier partícula de un soluto que esté disuelta en un disolvente, ya sea un átomo, un ion o una molécula. Las propiedades coligativas son cuatro, siendo estas la reducción de la presión de vapor, el aumento del punto de ebullición, la disminución del punto de congelación y la presión osmótica. Todas estas propiedades pueden usarse de tal manera que a través de ellas se pueda determinar la masa molar de una sustancia (Chang y Overby, 2020, pág. 527).

Se iniciará la práctica pasando agua destilada de una probeta a un vaso de precipitado. Se colocará el vaso de precipitado con agua sobre del anillo de metal con la rejilla de asbesto, colocados en el soporte universal. Se calentará el vaso de precipitado con un mechero, con el fin de determinar el punto de ebullición del agua y anotarlo.

Se terminará la práctica midiendo cierta cantidad de gramos de cloruro sódico y mezclando esa cantidad con agua destilada, contenida en un vaso de precipitado. Se calculará la concentración molar de la disolución. Se calentará la disolución formada y se anotará el punto de ebullición. Con el punto de ebullición, se calculará la masa molar del cloruro sódico. Finalmente, se comparará el dato de masa molar calculado a partir de los datos experimentales con los valores teóricos, a través del porcentaje de error.

La importancia de la práctica radica en que, a través de las propiedades coligativas de las disoluciones, se pueden llevar a cabo ciertas condiciones que hacen posibles actos como la determinación de la masa molar de un soluto. Es importante conocer como funcionan las disoluciones, ya que mucha materia que nos rodea se encuentra formada por disoluciones de distintas sustancias, las cuales, dependiendo del tipo que sean, pueden darnos información acerca de las sustancias que componen a dichas disoluciones.

FUNDAMENTO TEÓRICO

MARCO TEÓRICO

DISOLUCIONES

Las disoluciones son mezclas homogéneas (son uniformes en todos sus puntos) en las cuales la sustancia que se encuentra en mayor cantidad se llama disolvente y las demás sustancias, las cuales se encuentran en menor cantidad, se llaman solutos. El estado de las disoluciones es el mismo que el estado del disolvente. Los tres estados de la materia son capaces de combinarse y formar disoluciones entre ellas. Las disoluciones son posibles debido a que, al momento de que se da la mezcla de distintas sustancias, se da lugar a un cúmulo de varias fuerzas de atracción y repulsión, que dan lugar a la formación de disoluciones (Miller, 1978, pág. 210).

En las disoluciones acuosas, los solutos pueden identificarse como electrólitos y no electrólitos. Los electrólitos son aquellas sustancias las cuales son capaces de conducir electricidad en agua, mientras que los no electrólitos son las sustancias que no pueden conducir electricidad al disolverse en agua. La conductividad eléctrica de los electrolitos es gracias a la solvatación, ya que los electrólitos, al ser sustancias formadas por enlaces iónicos, pueden ser solvatadas, donde la solvatación es el momento donde las moléculas de agua, en las disoluciones acuosas, separan los elementos de una molécula en iones. La solvatación no ocurre en sustancias formadas por enlaces covalentes ya que no forman iones (Brown, LeMay, Bursten y Burdge, 2004, págs. 114 y 115).

PROPIEDADES COLIGATIVAS DE LAS DISOLUCIONES

Algunas características de las disoluciones son distintas a las características del disolvente de esa misma disolución, debido a la cantidad de soluto o solutos que tiene el disolvente. Las propiedades de las disoluciones que dependen solo de la cantidad de soluto que haya disuelto en el disolvente, mas no de su naturaleza química, son llamadas propiedades coligativas. Las propiedades coligativas son diferentes para disoluciones con electrolitos y disoluciones con no electrolitos. Entre algunas propiedades coligativas se encuentran la disminución de la presión de vapor, la reducción del punto de fusión, entre otros (Brown, et. al., 2004, pág. 502).

DISMINUCIÓN DE LA PRESIÓN DE VAPOR

En el caso de que un soluto sea no volátil, es decir, que no tenga una presión de vapor capaz de ser medida, esa presión de vapor del soluto será siempre de menor magnitud que la presión de vapor del disolvente puro, haciendo que la relación que guarda la presión de vapor de una disolución con la del disolvente dependa de la cantidad (concentración) de soluto que hay en la disolución. Esta relación es expresada con la ley de Raoult, nombrada así por el químico francés François Raoult (quien postuló la ley en 1882), la cual postula que la presión parcial del disolvente de una disolución es igual al producto de la presión de vapor de ese mismo disolvente en estado puro, por la fracción molar (moles de soluto entre moles de disolución) del disolvente en la disolución. La presión de vapor de la disolución siempre será menor que la presión de vapor del disolvente (Chang y Overby, 2020, pág. 527).

$$P_1 = X_1 P_1^O$$

EC. 01

Al momento de tener una disolución en la cual el soluto es volátil, es decir, que tiene una presión que tiene la capacidad de ser medida, se da la situación de tener dos sustancias volátiles en la disolución, el soluto y el disolvente. La ley de Raoult se cumple en este caso también, con la diferencia que en este caso se suma el producto de la presión parcial del soluto por la fracción molar de la disolución con el producto de la presión parcial del disolvente por la fracción molar de la disolución (Chang y Overby, 2020, pág. 528).

$$P_T = X_A P_A^O + X_B P_B^O$$

EC. 02

Las disoluciones de distintas sustancias se tiene claro que varían entre sí, pero las disoluciones de una misma sustancia con concentraciones distintas también lo hacen. No obstante, las propiedades de las disoluciones diluidas se aproximan al comportamiento ideal. Estas variaciones son atribuidas a las fuerzas intermoleculares, las cuales son distintas de una sustancia a otra. Es por eso por lo que se da lugar el termino de disoluciones ideales, las cuales se definen como las disoluciones en las que no existen fuerzas intermoleculares entre las moléculas del soluto que sean capaces de causar deformaciones en las leyes de las disoluciones (Miller, 1978, pág. 226).

En la naturaleza, prácticamente ninguna disolución se comporta de manera ideal, por lo. Para casos en el que el soluto es volátil, se pueden dar dos situaciones diferentes respecto a la presión de vapor. La primera situación se da cuando las fuerzas intermoleculares entre el soluto y el disolvente de una disolución son menores a las fuerzas intermoleculares del soluto y el disolvente de forma individual, por lo que tienden a dejar la disolución. De esta forma, la presión de vapor de la disolución es mayor que la suma de las presiones de vapor determinadas a través de la ley de Raoult, dándose una desviación positiva, llevándose a cabo un proceso endotérmico. La segunda situación se da cuando las moléculas del soluto se atraen con las del disolvente con más fuerza que estas por separado. De este modo, la presión de vapor de la disolución se vuelve menor a la suma de las presiones de vapor calculadas con la ley de Raoult, consiguiéndose de esa manera una desviación negativa, realizándose un proceso exotérmico (Chang y Overby, 2020, pág. 529).

La presión de vapor de una disolución mantiene una relación con la destilación fraccionada, donde la destilación fraccionada es el procedimiento en el cual se da la separación de las sustancias que componen a una disolución, basándose en la diferencia en sus puntos de ebullición. La relación se hace debido a que, a mayor presión de vapor, mayor será el punto de ebullición (Chang y Overby, 2020, pág. 529).

ELEVACIÓN DEL PUNTO DE EBULLICIÓN

En las disoluciones, el punto de ebullición es la temperatura en la cual la presión de vapor es igual a la presión atmosférica (presión del entorno). Cuando a una disolución se le agrega un soluto no volátil, la presión de vapor de la disolución disminuye, en comparación con la presión de vapor del disolvente, haciendo que la disolución necesite de aumentar su temperatura para alcanzar su punto de ebullición, en compensación a la pérdida de presión de vapor. Por ende, el punto de ebullición de una disolución siempre será más alto que el del disolvente en su forma pura. El aumento del punto de ebullición con respecto al disolvente tiene una relación directamente proporcional a la cantidad de moléculas de soluto que hay por mol de moléculas del disolvente. Se relaciona el aumento del punto de ebullición con la molalidad, ya que la molalidad es el número de moles de soluto por mil gramos de disolvente, donde se puede calcular la cantidad de moles del disolvente a través de su masa molar. Se debe tener en cuenta la constante molal de elevación del punto de ebullición, la cual depende solamente del disolvente. De esta forma, la elevación del punto de ebullición es igual al producto de la constante de molal de elevación del punto de ebullición por la molalidad de la disolución (Brown, et. al., 2004, págs. 504-505).

$$\Delta T_b = K_b m$$

EC. 03

DISMINUCIÓN DEL PUNTO DE CONGELACIÓN

En las disoluciones, al momento de comparar la temperatura a la cual se congela el disolvente de la disolución con la disolución en sí, se determina que el punto de congelación de la disolución es menor al del disolvente, debido a que, la congelación busca pasar de un estado desordenado a uno ordenado, donde en la disolución hay más desorden que en un disolvente, por lo que se necesitará liberar más energía y, por ende, tener la disolución un menor punto de congelación. Por definición, la reducción del punto de congelación es la diferencia entre el punto de congelación del disolvente y el punto de congelación de la disolución. Ya que el punto de congelación del disolvente es mayor al de la disolución,

se tiene que el punto de congelación es directamente proporcional a la cantidad de soluto. La constante molal de la disminución del punto de congelación depende del disolvente. Se puede decir, entonces, que la disminución de calor es el producto de la constante molal de la disminución del punto de congelación por la molalidad (Chang y Overby, 2020, pág. 532).

$$\Delta T_f = T_f^o - T_f$$

EC. 04

$$\Delta T_f = K_f m$$

EC. 05

ÓSMOSIS

Existen sustancias que, al contactar con una disolución, permiten el paso de algunas moléculas, pero no de otras, siendo las moléculas pequeñas las que sí son capaces de circular a través de ellas, pero siendo moléculas más grandes o iones las que no son capaces de pasar a través de ella, este tipo de sustancias son semipermeables. Al momento de separar dos disoluciones por una sustancia semipermeable, el disolvente podrá pasar a través de ella, más no el soluto, donde se produce un continuo movimiento del disolvente de ambas disoluciones entre las dos disoluciones. A este proceso se le llama ósmosis, en donde el movimiento neto del disolvente siempre se dirige en dirección de la disolución que tiene la mayor cantidad de soluto disuelta en ella. Para evitar la ósmosis, se debe aplicar la presión osmótica, la cual es π . La presión osmótica tiene un parecido con la ley del gas ideal, donde el producto de π por el volumen es igual al producto de la cantidad de moles por la constante del gas ideal por la temperatura en grados Kelvin. Cuando dos disoluciones tienen la misma presión osmótica, y están separadas por un material semipermeable, se les llama disoluciones isotónicas. Cuando en dos disoluciones, separadas por un material semipermeable, una tiene menor presión osmótica, y se le llama hipotónica, mientras que la que tiene mayor presión osmótica (la cual es más concentrada) se le llama hipertónica (Brown, et. al., 2004, págs. 508).

$$\pi V = nRT$$

EC. 06

$$\pi = \frac{n}{V} RT = MRT$$

EC. 07

DETERMINACIÓN DE LA MASA MOLAR DE UN SOLUTO

Es posible usar cualquiera de las propiedades coligativas nombradas hasta el momento para determinar la masa molar del soluto de una disolución. No obstante, las más usadas son usando la presión osmótica y el punto de congelación, debido a que estas dos son a las que con más claridad se les determina su variación. En sí, el calcular la masa molar de un soluto va a depender de los datos que se tengan a la mano y el análisis de cada situación (Chang y Overby, 2020, pág. 536).

PROPIEDADES COLIGATIVAS DE DISOLUCIONES DE ELECTRÓLITOS

Las propiedades mencionadas hasta el momento correspondían únicamente a disoluciones con no electrolitos. Para disoluciones con electrolitos cambian las propiedades, debido a que en la disolución se separan en iones. Entra en acción el factor de Van't Hoff, el cual es el número de iones en que se separan en disolución, donde se considera un par iónico aquel que está compuesto por uno o más aniones y uno o más cationes que se encuentran unidos gracias a las fuerzas electroestáticas. Se conserva el concepto de las propiedades antes vistas, solo que en los electrolitos se toman en cuenta los iones presentes (Chang y Overby, 2020, págs. 538-539).

$$\Delta T_b = iK_b m$$

EC. 08

$$\Delta T_f = iK_f m$$

EC. 09

$$\pi = iMRT$$

EC. 10

TABLAS SOBRE FICHAS DE SEGURIDAD:

Tabla No. 01: Propiedades Físicas y Químicas

Nombre de la Sustancia	Fórmula Química	Masa Molar (g/mol)	Apariencia	Densidad (g/ml)	Punto de Fusión (°C)	Punto de Ebullición (°C)	Solubilidad
Agua Destilada	H ₂ O	18.02 g/mol	Líquido, incoloro, inodoro	1 g/ml	0 °C	100 °C	Miscible en cualquier proporción
Cloruro Sódico	NaCl	58.44 g/mol	Sólido, blanco, inodoro	2.16 g/mL	801 °C	1413 °C	317 g/ml en agua a 20 °C

Fuente: Carl Roth (2015); Carl Roth (2020).

Tabla No. 02: Toxicidades, Antídotos y Formas de Desecho:

Nombre de la Sustancia	Dosis Letal	Toxicidades	Antídoto	Reactividad	Formas de Desecho
Agua Destilada	Humano: 8.1 litros	No se considera peligroso	No requiere primeros auxilios	No es reactivo en condiciones normales	No tirar los residuos por el desagüe
Cloruro Sódico	Rata: Vía oral 3000 mg/kg	En caso de contacto con la piel: irritaciones; en caso de ingestión: náuseas y vómitos	Si se inhala, respirar aire fresco; en caso de contacto ocular, aclarar con abundante agua; en caso de ingestión, beber 2 vasos con agua	No es reactivo en condiciones normales	Desechar pequeñas cantidades con la basura doméstica

Fuente: Carl Roth (2015); Carl Roth (2020).

OBJETIVOS

OBJETIVO GENERAL

Analizar como las propiedades coligativas de las disoluciones son capaces de cambiar el actuar de una disolución y determinar los valores de esa misma disolución.

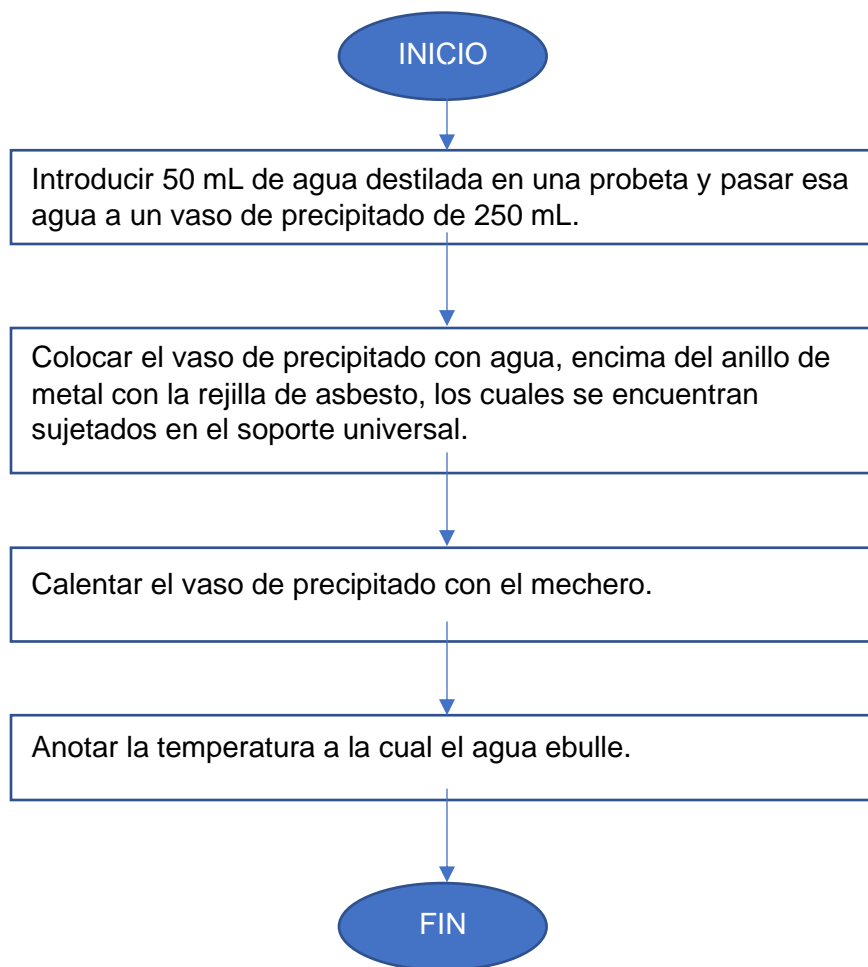
OBJETIVOS ESPECÍFICOS

1. Determinar el punto de ebullición del agua, a través de calentar la misma con un mechero hasta que se produzca el cambio de estado líquido a gaseoso.
2. Calcular el valor de la molalidad de una disolución de cloruro sódico y la masa molar del cloruro sódico, esta última con ayuda de la elevación del punto de ebullición.
3. Comparar el valor de la masa molar del cloruro sódico de manera experimental con el valor teórico, a través del porcentaje de error.

METODOLOGÍA

Diagrama No. 01

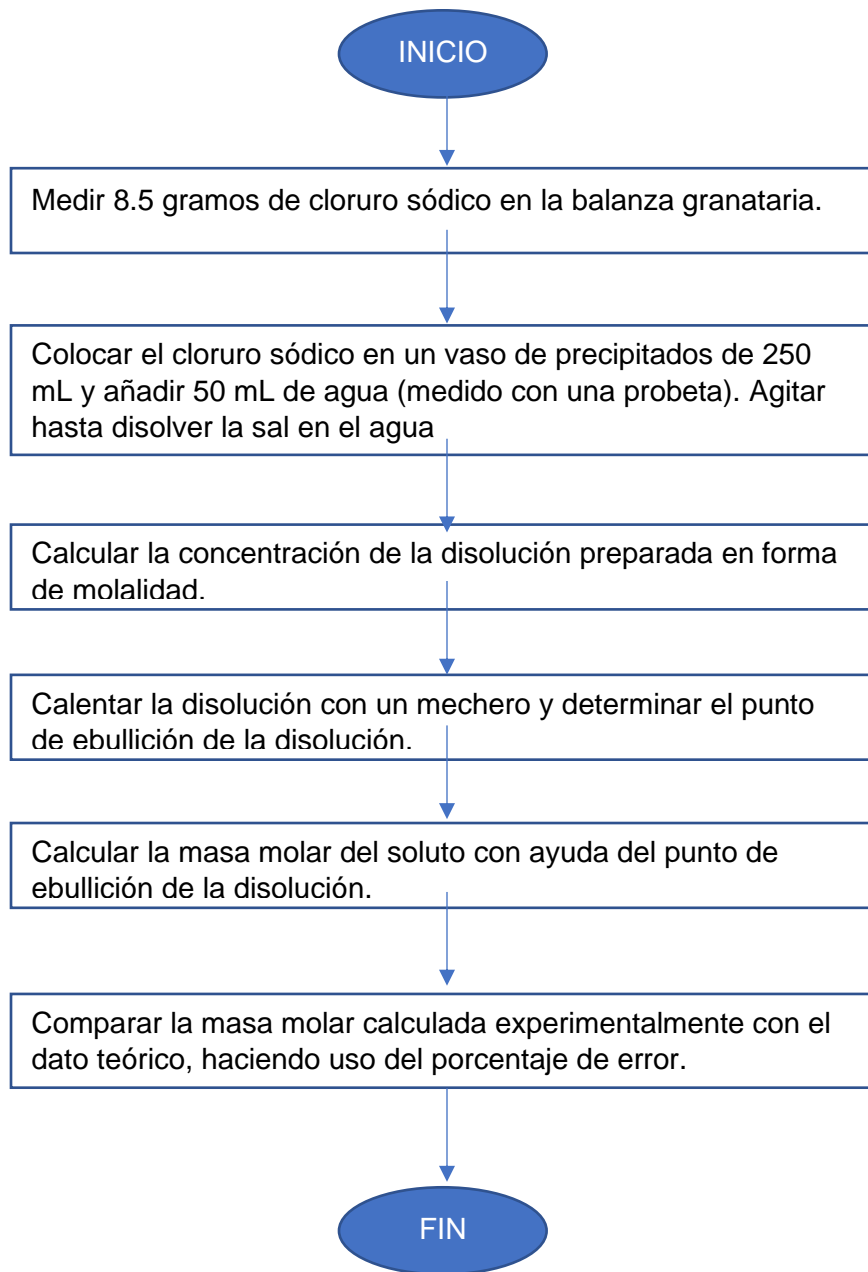
Determinación del punto de ebullición del agua



Fuente: Elaboración propia (2022).

Diagrama No. 02

Cálculo de la masa molar del soluto



Fuente: Elaboración propia (2022).

REACCIONES

No aplica.

REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS

LIBROS

1. Brown, T. L., LeMay, H. E., Bursten, B. E. y Burdge, J.R. (2004). *Química, La Ciencia Central*. <https://academia.utp.edu.co/quimica2/files/2018/09/quc3admica-la-ciencia-central-brown.pdf>
2. Chang, R. y Overby, J. (2020). *Química*. Editorial McGraw-Hill Global Education Holdings.
3. Miller, A. (1978). *Química Básica*. Editorial HARLA.

E-GRAFÍAS

4. Carl Roth. (20 de Octubre de 2015). Ficha de datos de seguridad. Obtenido de <https://www.carlroth.com/medias/SDB-CN86-ES-ES.pdf?context=bWFzdGVyfHNIY3VyaXR5RGF0YXNoZWV0c3wzMTE3MjR8YXBwbGljYXRpb24vcGRmfHNIY3VyaXR5RGF0YXNoZWV0cy9oNjMvaDQyLzkwMzY0MTQ5NDMyNjJlucGRmfGQ5Y2JiY2ZjNjdYjk0ZDFIZjhhMzYxZWZhODNiODE2NTVhNzViMjViMDg2YmI0OGU4MGE4>
5. Carl Roth. (17 de 01 de 2020). Ficha de Datos de Seguridad. Obtenido de <https://www.carlroth.com/medias/SDB-CN86-ES-ES.pdf?context=bWFzdGVyfHNIY3VyaXR5RGF0YXNoZWV0c3wyNDYyMDN8YXBwbGljYXRpb24vcGRmfHNIY3VyaXR5RGF0YXNoZWV0cy9oNjUvaDI4Lzg5NzI2MjAyMDIwMTQucGRmfDk3NDFiMmI3YmRhN2VIMGI2MmQ0NzUzNmRmZTdhNzY0MTQ5NDMyNjJlucGRmfGQ5Y2JiY2ZjNjdYjk0ZDFIZjhhMzYxZWZhODNiODE2NTVhNzViMjViMDg2YmI0OGU4MGE4>