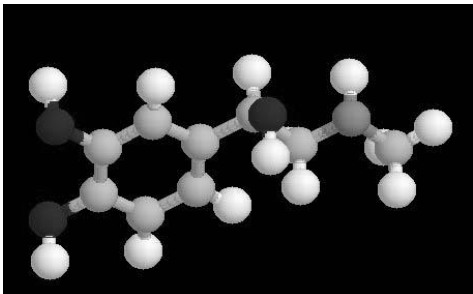


	Secretaría de Educación de Medellín Institución Educativa Fe y Alegría Aures “Educar para la vida con dulzura y firmeza” Guía de trabajo en casa 2021		
Área: Ciencias Naturales y Educación Ambiental	Asignatura: Química	Grado: 10°	Intensidad Horaria: 2h/semana
Profesor: Edilberto Rodas Cardona	Año: 2021	Periodo: 3	Semanas: 01 a 10
Entorno: Químico	Procesos: aspectos analíticos y fisicoquímicos de sustancias.		
Fecha			
Tercer periodo académico, discriminado por fechas en reflexiones pedagógicas (observaciones).			
Contenidos de Aprendizaje (Temas)			
<ul style="list-style-type: none"> •Enlace químico •Concepto de solución y clases de soluciones •Solubilidad •Factores que afectan la solubilidad •Las propiedades coligativas de las soluciones •Fuerzas intermoleculares •Fuerzas de atracción entre mezclas de gases 	<ul style="list-style-type: none"> •Fuerzas de atracción entre fuerzas de líquidos •Los sólidos •Propiedades de los sólidos •Los cristales •Reutilización de aguas residuales •Arsénico en el agua •Liofilización, la comida del futuro 		
Indicador de logro			
<ul style="list-style-type: none"> •Explica cambios químicos en la cocina, la industria y el ambiente. •Explica a partir de relaciones cuantitativas y reacciones químicas (oxido-reducción, descomposición, neutralización y precipitación) la formación de nuevos compuestos, dando ejemplos de cada tipo de reacción. •Identifica aplicaciones de diferentes modelos biológicos, químicos y físicos en procesos industriales y en el desarrollo tecnológico; analiza críticamente las implicaciones de sus usos. •Diferencia, de manera razonada, las propiedades típicas del estado líquido, las del sólido y las del gaseoso. 			
Actividades y Recursos			
<p>Para realizar sus productos académicos, como los contenidos temáticos (talleres), los diferentes tipos de preguntas, sus preguntas de investigación, exposiciones y ampliar la información sobre los contenidos temáticos, los estudiantes deben usar la biblioteca que tengan disponible, sus textos y computador si lo tienen, las explicaciones y orientaciones del docente en clases virtuales, los correos que el profesor envía con la información necesaria para que resuelvan sus trabajos, los encuentros en Hangouts, Meet y Zoom, más la plataforma Moodle.</p>			
<p>Los registros de los contenidos, las preguntas y los avances del proyecto de investigación se elaboran a mano y en el cuaderno de Química, pues leer y escribir le permite disfrutar de sus propios logros y aprender de sus equivocaciones. Se pretende, además, orientar hacia el uso adecuado del vocabulario, tanto en la expresión oral como en la escrita, por este motivo escribir o hablar con coherencia permite una mejor comunicación, pues se evitan repeticiones mecánicas que no permiten comprender, interpretar, valorar, crear ni enjuiciar los conocimientos.</p>			
<p>Recuerde elaborar y presentar mínimo 20 preguntas con Tipo I, IV, y abiertas, como ya se le ha enseñado a hacerlas (ver metodología) y continuar con su proyecto de investigación en su hogar.</p>			

Lea con atención el documento, y consulte para **ampliar** los aspectos, ejemplos e ilustraciones que no estén contenidas aquí. Recuerde consignar los **conceptos** con las **ilustraciones** (lámina, dibujo, diagrama, esquema, fotografía o fotocopia) con su respectivo pie de foto, es decir, explicando que quiere representar con dicha ilustración.

Enlace Químico

El término **enlace químico** es utilizado para referirse a la unión que existe entre dos átomos_(los cuales pueden ser iguales o diferentes) con el fin de formar una molécula. Los **átomos están compuestos por un núcleo atómico y a la vez están rodeados por electrones (los cuales tienen carga eléctrica negativa)**. En un enlace químico existe la participación entre los electrones que componen a los átomos que se están entrelazando, debido a que es a través de ellos que los enlaces se unan, en términos químicos se dice que es una transferencia de electrones entre átomos el fenómeno que ocurre en un enlace químico.



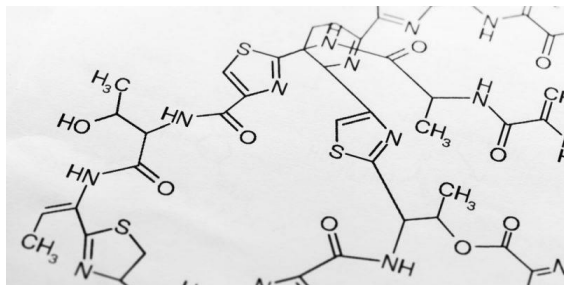
En el mundo en el que vivimos solo los gases nobles y los metales en estado de vapor están presentes naturalmente como átomos aislados, es decir, átomos solos, que no se unen para crear una **molécula**, por ello se puede afirmar que la mayoría de los elementos que existen son formados por **enlaces químicos**, los cuales se forman con el fin de alcanzar la **estabilidad química**. Los enlaces se forman como consecuencia del movimiento que existe entre los electrones de valencia de un átomo, que son los electrones que se

encuentran en la capa más externa, es decir, los del **último nivel energético**, en la mayoría de los casos el objetivo es tener ocho electrones en esta última nube para así poder ser estable (que para ellos se traduce en parecerse lo más posible al **gas noble** más cercano, tratando de copiar su estructura).

Debido a que la **naturaleza de cada átomo es diferente** también existen distintos tipos de **enlaces químicos**, los cuales son: **enlace iónico**, este tipo de enlace se trata de ceder o recibir electrones, puede ser uno o varios. Al transferirse los electrones el átomo queda cargado positivamente (**llamándose ion catión**) y al recibir electrones el átomo tiene mayor carga negativa (**se llama ion anión**), en este tipo de enlace ocurre el **fenómeno** de que los iones que poseen cargas opuestas se atraen. Por otra parte está el enlace covalente, que ocurre cuando los átomos comparten electrones entre sí y la diferencia de electronegatividad entre ellos es mínima, y los enlaces metálicos, y los enlaces mediante puentes de hidrógeno.

Citar como: ConceptoDefinicion.de, Redacción. (Última edición:18 de julio del 2019). Definición de Enlace Químico. Recuperado de: [//conceptoDefinicion.de/enlace-quimico/](http://conceptoDefinicion.de/enlace-quimico/). Consultado el 11 de junio del 2020

Los enlaces químicos pueden generarse y romperse bajo ciertas y determinadas condiciones.



Pero ¿Qué es un enlace químico?

Conocemos como enlaces químicos a **la fusión de átomos y moléculas para formar compuestos químicos más grandes** y complejos dotados de estabilidad. En este proceso los átomos o moléculas alteran sus propiedades físicas y químicas, constituyendo nuevas sustancias homogéneas (no mezclas), inseparables a través de mecanismos físicos como el filtrado o el tamizado.

Es un hecho que los átomos que forman la materia **tienden a unirse y alcanzar condiciones más estables que en solitario**, a través de diversos métodos que equilibran o comparten sus cargas eléctricas naturales. Se sabe que los protones en el núcleo de todo átomo poseen carga positiva (+) y los electrones alrededor poseen carga negativa (-), mientras que los neutrones, también en el núcleo, no tienen carga, pero aportan masa (y, por lo tanto, gravedad).

Los enlaces químicos ocurren en la naturaleza y **forman parte tanto de sustancias inorgánicas como de formas de vida**, ya que sin ellos no podrían construirse las proteínas y aminoácidos complejos que conforman nuestros cuerpos.

De manera semejante, los enlaces químicos **pueden romperse bajo ciertas y determinadas condiciones**, como al ser sometidos a cantidades de calor, a la acción de la electricidad, o a la de sustancias que rompan la unión existente y propicien otras nuevas junturas.

Así, por ejemplo, es posible someter al agua a electricidad para separar las uniones químicas entre el hidrógeno y el oxígeno que la conforman, en un proceso denominado electrólisis; o añadir

grandes cantidades de energía calórica a una proteína para romper sus enlaces y desnaturalizarla, es decir, romperla en trozos más pequeños.

Ver también: Modelos Atómicos.

Tipos de enlace químico

Existen tres tipos de enlace químico conocidos, dependiendo de la naturaleza de los átomos involucrados, así:

- Enlace **covalente**. Ocurre cuando dos átomos comparten uno o más pares de electrones de su última órbita (la más externa), y así consiguen una forma eléctrica más estable. Es el tipo de enlace predominante en las moléculas orgánicas y puede ser de tres tipos: simple (A-A), doble (A=A) y triple (A≡A), dependiendo de la cantidad de electrones compartidos.

- Enlaces covalentes polares. Hay dos tipos principales de enlaces covalentes: polar y no polar. En un enlace **covalente polar**, los electrones se comparten de forma no equitativa entre los átomos y pasan más tiempo cerca de un átomo que del otro. Debido a la distribución desigual de electrones entre los átomos de diferentes elementos, aparecen cargas ligeramente positivas (δ^+) y ligeramente negativas (δ^-) en distintas partes de la molécula.

- Enlaces **covalentes no polares**. Los enlaces covalentes no polares se forman entre dos átomos del mismo elemento o entre átomos de diferentes elementos que comparten electrones de manera más o menos equitativa. Por ejemplo, el oxígeno molecular O_2 no es polar porque los electrones se comparten equitativamente entre los dos átomos de oxígeno.

Otro ejemplo de enlace covalente no polar puede encontrarse en el metano CH_4 . El carbono tiene cuatro electrones en su capa exterior y requiere cuatro más para volverse un octeto estable. Los consigue al compartir electrones con cuatro átomos de hidrógeno, cada uno de los cuales le provee de un electrón.

- Enlaces de hidrógeno y fuerzas de dispersión de London. Tanto el enlace covalente como el iónico se consideran enlaces fuertes. Sin embargo, también se pueden formar otros tipos de enlace más temporales entre átomos o moléculas. Dos tipos de enlaces débiles que se ven con frecuencia en la biología son los enlaces de hidrógeno y las fuerzas de dispersión de London.

Sin el afán de ser demasiado dramático, pero sin estos dos tipos de enlace, la vida como la conocemos ¡no existiría! Por ejemplo, los enlaces de hidrógeno proporcionan muchas de las propiedades del agua que sostienen la vida, y estabilizan las estructuras de las proteínas y el DNA, ambos ingredientes clave de las células.

- Enlaces **de hidrógeno**. En un enlace covalente polar que contiene hidrógeno (por ejemplo, un enlace O-H en una molécula de agua), el hidrógeno tendrá una ligera carga positiva porque el otro elemento jala los electrones de enlace más fuertemente. Debido a esta leve carga positiva, el hidrógeno será atraído a cualquier carga negativa vecina. Esta interacción se llama un **enlace de hidrógeno**. Son comunes, y las moléculas de agua en particular forman muchos de ellos. Los enlaces de hidrógeno individuales son débiles y se rompen fácilmente, pero muchos enlaces de hidrógeno juntos pueden ser muy fuertes.

- **Fuerzas de dispersión de London**. Como los enlaces de hidrógeno, las fuerzas de dispersión de London son atracciones débiles entre las moléculas. Sin embargo, a diferencia de los enlaces del hidrógeno, pueden ocurrir entre átomos o moléculas de cualquier tipo y dependen de desequilibrios temporales en la distribución de electrones.

¿Cómo funciona eso? Puesto que los electrones están en constante movimiento, habrá momentos en los cuales los electrones en un átomo o molécula estén agrupados juntos, lo que crea una carga parcialmente negativa en una parte de la molécula (y una carga parcialmente positiva en otra). Si una molécula con este tipo de desequilibrio de cargas está muy cerca de otra molécula, puede causar una redistribución de cargas similar en la segunda molécula, y las cargas positivas y negativas temporales de las dos moléculas se atraerán entre sí.

Los enlaces de hidrógeno y las fuerzas de dispersión de London son ejemplos de **fuerzas de van der Waals**, un término general para las interacciones intermoleculares que no implican enlaces covalentes ni iones. Algunos libros de texto usan el término "fuerzas de van der Waals" para referirse solo a las fuerzas de dispersión de London, así que asegúrate de conocer qué definición usa tu libro de texto o tu maestro.

- Enlace **iónico**. Se debe a interacciones electrostáticas entre los iones, que pueden formarse por la transferencia de uno o más electrones de un átomo o grupo de átomos a otro. Tiene lugar con más facilidad entre átomos metálicos y no metálicos, y consiste en una transferencia permanente

de electrones desde el átomo metálico hacia el átomo no metálico, produciendo una molécula cargada eléctricamente en algún sentido, ya sea cationes (+1) o aniones (-1).

- **Enlace metálico.** Se da únicamente entre átomos metálicos de un mismo elemento, que por lo general constituyen estructuras sólidas, sumamente compactas. Es un enlace fuerte, que junta los núcleos atómicos entre sí, rodeados de sus electrones como en una nube, y cuesta mucho esfuerzo separarlos.

Ejemplos de enlace químico

Algunos ejemplos de enlace covalente están presentes en los siguientes compuestos:

- Benceno (C_6H_6)
- Metano (CH_4)
- Glucosa ($C_6H_{12}O_6$)
- Amoníaco (NH_3)
- Freón (CFC)
- En todas las formas del carbono (C): carbón, diamantes, grafeno, etc.

En cambio, ejemplos de compuestos con enlaces iónicos son:

- Óxido de magnesio (MgO)
- Sulfato de cobre ($CuSO_4$)
- Ioduro de potasio (KI)
- Cloruro de manganeso ($MnCl_2$)
- Carbonato de calcio ($CaCO_3$)
- Sulfuro de hierro (Fe_2S_3)

Y, finalmente, ejemplos de elementos con enlaces metálicos:

- Barras de hierro (Fe)
- Yacimientos de cobre (Cu)
- Barras de oro puro (Au)
- Barras de plata pura (Ag)

Última edición: 9 de marzo de 2020. Cómo citar: "Enlace Químico". Autor: María Estela Raffino. De: Argentina. Para: *Concepto.de*. Disponible en: <https://concepto.de/enlace-quimico/>. Consultado: 11 de junio de 2020. Fuente: <https://concepto.de/enlace-quimico/#ixzz6P4B3NrSB>

Ahora abordemos los conceptos de solución y clases de soluciones, solubilidad, factores que afectan la solubilidad, las propiedades coligativas de las soluciones y fuerzas intermoleculares

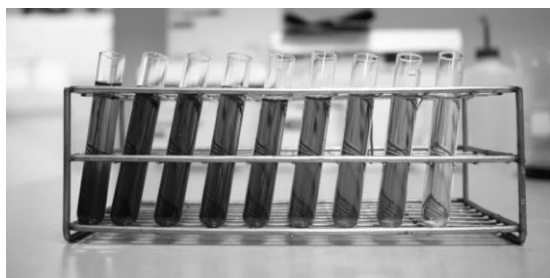
¿Qué es una solución química?

Una solución química es una mezcla homogénea de dos o más sustancias.

Se denomina solución química o disolución a una mezcla homogénea de dos o más sustancias cuya vinculación ocurre a grado tal que se modifican o pierden sus propiedades individuales. Así, la unión de ambas sustancias arroja una sustancia nueva, con características propias, en la que los dos componentes mezclados resultan indistinguibles el uno del otro.

De esta manera, la disolución resultante de la mezcla de los dos componentes tendrá una única fase reconocible (sólido, líquido o gaseoso) a pesar inclusive de que sus componentes tuvieran fases distintas. Por ejemplo, disolver azúcar en agua.

Toda solución química presenta, como mínimo, dos componentes: uno que es disuelto en el otro y que llamaremos soluto, y otro que disuelve al soluto y que llamaremos solvente o disolvente. En el caso del agua con azúcar, la primera será el solvente y el segundo será el soluto.



La capacidad de formar soluciones y de mezclar sustancias es fundamental para el desarrollo de nuevos materiales y para el entendimiento de las fuerzas químicas que permiten a la materia juntarse. Esto resulta de particular interés para los campos de la química, la biología y la geoquímica, entre otros.

Características de una solución química

En una solución química no pueden distinguirse a simple vista sus elementos.

En general, toda solución química se caracteriza por:

- Soluto y solvente no pueden separarse por métodos físicos como decantación, filtración o tamizado, ya que sus partículas han construido nuevos enlaces químicos.

- Poseen un soluto y un solvente (como mínimo) en alguna proporción detectable.
- A simple vista no pueden distinguirse sus elementos constitutivos.
- Únicamente pueden separarse soluto y solvente mediante métodos como la destilación, la cristalización o la cromatografía.

Tipos de solución química

Las soluciones químicas pueden clasificarse de acuerdo a la proporción que exista entre soluto y solvente, denominada concentración. Existen, así, cuatro tipos de soluciones:

- **Diluidas.** Cuando la cantidad de soluto respecto al solvente es muy pequeña. Por ejemplo: 1 gramo de azúcar en 100 gramos de agua.
- **Concentradas.** Cuando la cantidad de soluto respecto al solvente es grande. Por ejemplo: 25 gramos de azúcar en 100 gramos de agua.
- **Saturadas.** Cuando el solvente no acepta ya más soluto a una determinada temperatura, pues sus partículas ya no tienen cómo generar más enlaces, se dice que está saturada. Por ejemplo: 36 gramos de azúcar en 100 gramos de agua a 20 °C.
- **Sobresaturadas.** Habremos notado que la saturación tiene que ver con la temperatura: eso se debe a que incrementando esta última, se puede forzar al solvente a tomar más soluto del que ordinariamente puede, obteniendo así una solución sobresaturada (saturada en exceso, digamos). Así, sometida a un calentamiento o enfriamiento brusco, la solución tomará mucho más soluto del que ordinariamente podría.

Concentración de una solución química

La concentración es una magnitud que describe la proporción de soluto respecto al solvente en una disolución. Esta magnitud se expresa en dos tipos distintos de unidades, que son:

Unidades físicas. Aquellas que se expresan en relación al peso y el volumen de la solución, en forma porcentual (se multiplican por 100). Pueden ser las siguientes:

- **%Peso/peso.** Se expresa en gramos de soluto sobre gramos de solución.
- **%Volumen/volumen.** Se expresa en cc de soluto sobre cc de solución.
- **%Peso/volumen.** Combina las dos anteriores: gr de soluto sobre cc de solución.

Unidades químicas. Aquellas que se expresan en sistemas de unidades químicas, como pueden ser:

- **Molaridad (M).** Se expresa en número de moles de soluto sobre un litro de solución o un kilogramo de solución.
- **Fracción molar (Xi).** Se expresa en términos de moles de un componente (solvente o soluto) en relación con los moles totales de la solución, de la siguiente manera:

$$X_{\text{solución}} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{moles de soluto} + \text{moles solvente}}$$

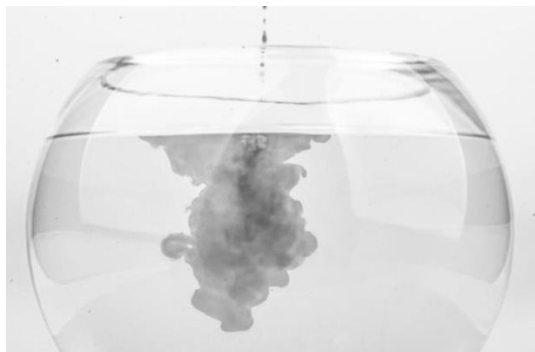
$$X_{\text{solvente}} = \frac{\text{moles de solvente}}{\text{moles de soluto} + \text{moles solvente}}$$

Siempre contemplando que:

$$X_{\text{solvente}} + X_{\text{solución}} = 1$$

Última edición: 12 de febrero de 2020. Cómo citar: "Solución Química". Autor: María Estela Raffino. De: Argentina. Para: *Concepto.de*. Disponible en: <https://concepto.de/solucion-quimica/>. Consultado: 11 de junio de 2020. Fuente: <https://concepto.de/solucion-quimica/#ixzz6P4dtGRAz>

Diferencia entre solución y disolución.



Una vez que se produce la disolución, el soluto no puede distinguirse del solvente.

¿Qué es una disolución?

Una disolución **es una mezcla homogénea formada por dos o más sustancias puras que no reaccionan químicamente entre sí** y se encuentran mezcladas en proporciones diferentes y en diferentes concentraciones. Una de dichas sustancias es el disolvente y la otra (o las otras) es el soluto.

Cuando una disolución ocurre, **el soluto (minoritario) pasa a formar parte del solvente (mayoritario) en la disolución**, modificando así las propiedades físicas de cada elemento puro por separado, como el punto de ebullición o congelación, pero sin alterar las propiedades químicas de cada uno.

El resultado obtenido, de hecho, depende en gran medida de la concentración de soluto y especialmente de su coeficiente de solubilidad en el solvente (algunas sustancias se disuelven mejor en otras).

Las disoluciones se clasifican según el estado de agregación de sus componentes, en:

- **Cuando el soluto es sólido:** disoluciones sólido en sólido, sólido en líquido y sólido en gas.
- **Cuando el soluto es líquido:** disoluciones líquido en líquido, líquido en sólido y líquido en gas.
- **Cuando el soluto es gaseoso:** disoluciones gas en gas, gas en líquido y gas en sólido.

Disolución y solución

Para todos los efectos prácticos, **los términos disolución y solución son sinónimos**. Ambos se refieren a mezclas homogéneas, aunque el término disolución en muchas ocasiones tiende a usarse más para las mezclas en que el disolvente es un líquido, pudiendo el soluto ser líquido, sólido o gaseoso.

Componentes de una disolución

El agua caliente es el solvente necesario para preparar el café.

Las disoluciones tienen dos componentes diferentes:

- **Disolvente.** El disolvente es la sustancia receptora del soluto, generalmente más predominante. También se le conoce como solvente, dispersante o medio de dispersión.
- **Soluto(s).** En este caso hablamos de la sustancia que es recibida por el disolvente, pudiendo para una misma disolución corresponder más de un soluto al mismo tiempo.



Propiedades de una disolución

Los componentes de una disolución no pueden ser reconocidos a simple vista. Tampoco pueden ser separados por centrifugación, ni filtración, sino por métodos fraccionarios de separación de fases, como son la evaporación, la destilación o la cristalización.

Esto se debe a que se trata de una mezcla homogénea, en la que no se dan reacciones químicas, pero sí se obtiene un resultado distinto en apariencia y propiedades físicas a sus sustancias antecesoras.

Su comportamiento físico es distinto al de sus componentes por separado, pero, por el contrario, dejan sin alterar las propiedades químicas de cada uno.

Tal y como otras mezclas, podemos también obtener diversos tipos de disoluciones (y con ellas, distintos comportamientos) a través de la concentración final del soluto en el solvente, pudiendo así hablar de:

- **Disoluciones diluidas,** poco soluto en la misma cantidad de disolvente.
- **Disoluciones concentradas,** abundante soluto en la misma cantidad de disolvente.
- **Disoluciones saturadas,** que logran el equilibrio entre soluto y disolvente, sin que se pueda añadir más, al menos a condiciones dadas de temperatura y presión.
- **Disoluciones sobresaturadas,** llevadas más allá del borde de la saturación, manipulando la presión y la temperatura. En este caso se trata de sistemas inestables.

Ejemplos de disoluciones.

El acero es carbono disuelto en hierro.



Son ejemplos de disoluciones:

- Azúcar disuelto en agua.
 - Sal disuelta en agua.
 - Arena disuelta en agua.
 - Alcohol disuelto en agua.
 - Vinagre disuelto en agua.
 - Gas carbónico disuelto en agua.
 - Dióxido de azufre disuelto en agua.
 - Hidrógeno disuelto en platino.
- Oro disuelto en mercurio.
 - Carbono disuelto en hierro (acero).
 - Zinc disuelto en estaño.
 - Vapor de agua disuelto en el aire.
 - Yodo sublimado disuelto en nitrógeno.

Referencias:

- “Disolución” en [Wikipedia](#).
- “¿Qué es una solución?” en TP Laboratorio Químico.
- “Tipos de disoluciones en función del tamaño del soluto” en Universidad del País Vasco.
- “Qué es una disolución” (video) en Breaking Vlad.
- “Las disoluciones” en Recursos TIC del Ministerio de Educación de España.

Última edición: 29 de noviembre de 2019. Cómo citar: "Disolución". Autor: María Estela Raffino. De: Argentina. Para: *Concepto.de*. Disponible en: <https://concepto.de/disolucion/>. Consultado: 11 de junio de 2020. Fuente: <https://concepto.de/disolucion/#ixzz6P4gYBbmJ>

¿Qué es la **solubilidad**? La solubilidad es la capacidad de una sustancia de disolverse en otra. En química, la solubilidad es la capacidad de un cuerpo o de una sustancia determinada (llamada *soluto*) de disolverse en un medio determinado (llamado *solvente*); es decir, es la cantidad máxima de un soluto que un solvente puede recibir en determinadas condiciones ambientales.

La solubilidad en ese caso **se expresa mediante unidades de concentración**, como la molaridad, por ejemplo.

Sin embargo, la solubilidad no es una característica universal de todas las sustancias. Algunas se disuelven con facilidad, otras más difícilmente y algunas, simplemente, no se disuelven.

Todo depende también de cuáles sean las sustancias que estemos mezclando. El agua, referida comúnmente como el solvente universal, no puede disolver del todo al aceite, por ejemplo.

Pero incluso cuando un solvente logra disolver un soluto, lo hace hasta cierto punto. **Un solvente está saturado cuando llega a la cantidad máxima de soluto que puede disolver**, o sea, cuando ha agotado sus capacidades de recibir soluto.

Por otro lado, mediante prácticas de laboratorio, es posible dar con las condiciones específicas para incrementar aún más la cantidad de soluto en este solvente. En este caso se denomina *sobresaturado*.

Factores que afectan la solubilidad

Es posible alterar el factor de disolución de una mezcla aumentando la temperatura.

En principio, la solubilidad de una sustancia depende de con cuál otra la estemos mezclando. A grandes rasgos, las sustancias se clasifican en:

- **Hidrosolubles**: Son aquellas que pueden disolverse más fácilmente (o del todo) en agua
- **Liposolubles**: Aquellas que pueden disolverse más fácilmente en aceites.

El factor de solubilidad es la cantidad de soluto que se puede disolver en una cantidad determinada de solvente.

Depende, a nivel molecular, de las fuerzas de interacción entre las distintas partículas (la polaridad) de las sustancias, entre otras cosas. De allí que se afirme que “lo semejante disuelve a lo semejante”.

Sin embargo, alterando las condiciones de temperatura (para los líquidos) y/o presión (para los gases) a la que ocurre una disolución, o incluso añadiendo sustancias catalizadoras específicas, es posible alterar el factor de disolución de una mezcla.

Por ejemplo, un vaso de agua disuelve una cantidad determinada de sal, hasta que el exceso empieza a precipitarse en el fondo. Pero si calentamos dicho vaso de agua, notaremos cómo el exceso empieza a desaparecer, aumentando así la solubilidad del solvente.

Producto de solubilidad

Cuando hablamos de producto de solubilidad o producto iónico (abreviado K_{sol} o K_s), nos referimos al producto de las concentraciones de los iones que forman un compuesto, o sea, a la **solubilidad específica de un compuesto iónico**. Esto se expresa con la siguiente fórmula:

$$K_{sol} = [C^{n+}]^m \cdot [A^{m-}]^n$$

Donde el signo C representa al catión, A al anión, y n y m a sus respectivos índices estequiométricos. El resultado de dicha operación arrojará un valor que, cuanto más bajo sea, menos solubilidad indicará en el compuesto estudiado.

Ejemplos de solubilidad

En las bebidas, el gas está disuelto hasta que las abrimos.



• **Sal disuelta en agua.** La sal común (cloruro de sodio, NaCl) se disuelve fácilmente en agua, conforme a una tasa de 360 gramos por cada litro, siempre y cuando el agua se encuentre a 20 °C. Si incrementamos la temperatura del solvente, como dijimos antes, la cantidad de sal que podemos disolver aumentará.



• **Bebidas gaseosas.** Las gaseosas enlatadas o embotelladas que consumimos a diario poseen una cantidad de dióxido carbónico (CO₂) gaseoso disuelto en su interior, y por eso poseen su característico burbujeo. Para conseguirlo, las industrias sobresaturan la mezcla a condiciones de presión muy alta. Por eso, cuando las destapamos, la presión se equilibra y comienza una fuga de gases.

• **Soluciones yodadas.** A menudo usamos disoluciones de yodo para curar heridas superficiales, las cuales no pueden fabricarse con agua, pues el yodo no es soluble en ella. Por eso emplean alcohol, cuya tasa de solubilidad mejora y permite producir la mezcla.

• **Café con leche.** Para preparar un café con leche, agregamos la leche a la infusión, observando en su cambio de colores cómo se mezclan. Esto se hace siempre con el café caliente, ya que la tasa de solubilidad de ambas sustancias aumenta con la temperatura. Si esperamos a que las sustancias se enfríen, en cambio, notaremos la formación de nata en la superficie, puesto que la solución se ha saturado más rápidamente.

Referencias:

- “Solubilidad” en Wikipedia.
- “Solubilidad” (video) en Educatina.
- “Solubilidad” (video) en Profe en c@sa.
- “Solubilidad” en Portal Educativo.
- “Solubility – an Overview” en ScienceDirect.
- “Solubility” en The Encyclopaedia Britannica.

Última edición: 27 de febrero de 2020. Cómo citar: "Solubilidad". Autor: María Estela Raffino. De: Argentina. Para: *Concepto.de*. Disponible en: <https://concepto.de/solubilidad/>. Consultado: 11 de junio de 2020. Fuente: <https://concepto.de/solubilidad/#ixzz6P4jcMtqC>

Propiedades coligativas de las soluciones

Las propiedades coligativas son propiedades físicas que van a depender del número de partículas de soluto en una cantidad determinada de disolvente o solvente. Las siguientes son Propiedades Coligativas

La presión de vapor:

Esta propiedad está reflejada en la Ley de Raoult, un científico francés, Francois Raoult quien enunció el siguiente principio: “La disminución de la presión del disolvente es proporcional a la fracción molar de soluto disuelto”.

Este principio ha sido demostrado mediante experimentos en los que se observa que las soluciones que contienen líquidos no volátiles o solutos sólidos, siempre tienen presiones más bajas que los solventes puros.

El cálculo de la presión se realiza mediante la fórmula que se muestra a continuación.

Las soluciones que obedecen a esta relación exacta se conocen como soluciones ideales. Las presiones de vapor de muchas soluciones no se comportan idealmente.

$$\frac{P_0 - P}{P_0} = \frac{n}{n + N}$$

P₀: presión de vapor del disolvente puro
P: presión de vapor de la solución
n: mol de soluto
N: mol del disolvente

Pasos para calcular la presión de vapor de una solución:

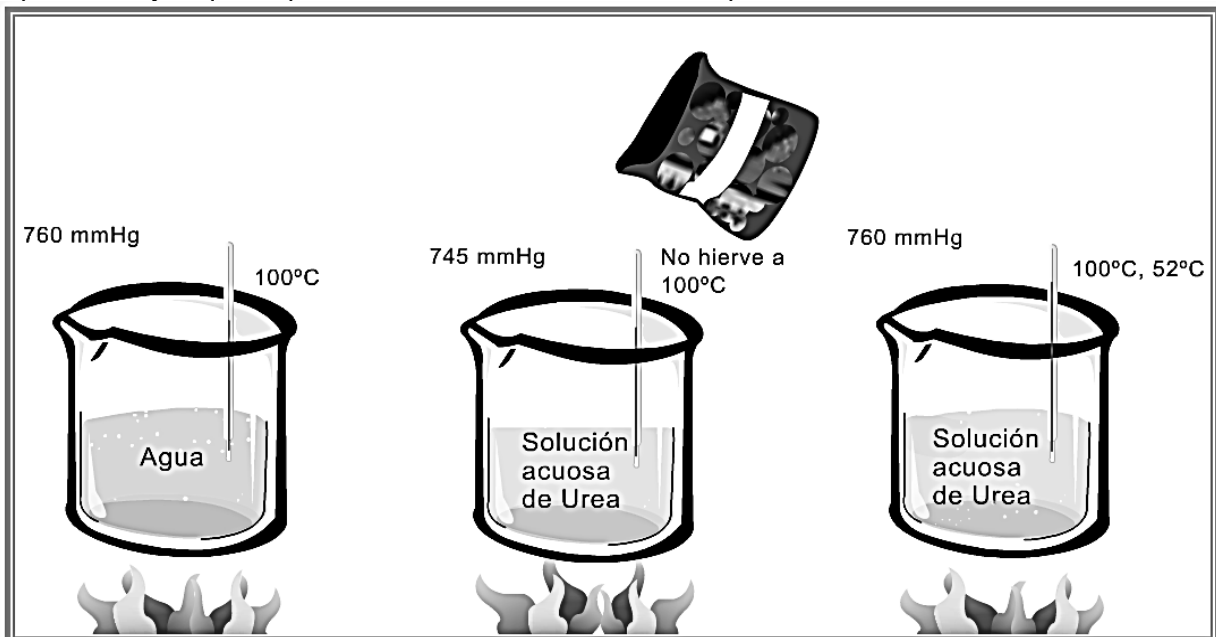
El planteamiento del problema puede ser el siguiente: Calcule la presión de vapor de una solución a 26°C que contiene 10 gr. de Urea disuelta en 200 gr. de agua. Masa molecular de la urea: 60 g/mol
Masa molecular del agua: 18 g/mol

<p>Paso 1: Calcular el número de moles del soluto y del solvente.</p>	$N = \frac{\text{gr. del compuesto}}{\text{Masa molecular}}$ $N = \frac{10 \text{ g}}{60 \text{ g/mol}} = 0,1666 \text{ mol de soluto}$ $N = \frac{200 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}} = 11,111 \text{ mol de solvente}$
<p>Total, moles soluto + solvente = 0,1666 + 11,111 = 11,276 mol</p>	
<p>Paso 2: Fracción molar (Fn)</p>	$F_n = \frac{n}{n + N} = \frac{0,1666 \text{ mol}}{11,276 \text{ mol}} = 0,0147$
<p>Paso 3: Aplicar la expresión matemática de la Ley de Raoult</p>	$\frac{P_o - P}{P_o} = \frac{n}{n + N} ; \frac{P_o - P}{P_o} = 0,0147$
<p>Se busca en la tabla la presión del agua a 26°C que corresponde a P_o y se sustituye en la fórmula.</p>	
<p>Presión de vapor de agua a 28°C = 25 mmHg</p>	$\frac{25 \text{ mmHg} - P}{25 \text{ mmHg}} = 0,0147$ $P = (25 \times 0,0147) - 25$ $P = 24,63 \text{ mmHg}$

Punto de ebullición y de congelación:

El punto de ebullición de un líquido es la temperatura a la cual la presión de vapor se iguala a la presión aplicada en su superficie. Para los líquidos en recipientes abiertos, ésta es la presión atmosférica. La presencia de moléculas de un soluto no volátil en una solución ocasiona la elevación en el punto de ebullición de la solución. Esto debido a que las moléculas de soluto al retardar la evaporación de las moléculas del disolvente hacen disminuir la presión de vapor y en consecuencia la solución requiere de mayor temperatura para que su presión de vapor se eleve o iguale a la presión atmosférica. La temperatura de ebullición del agua pura es 100 °C.

El agua pura hierve a 100°C y la presión del vapor es de 760 mm de Hg. Al preparar una solución de urea 1 molar, esta solución no hierve a 100°C y la presión de vapor desciende por debajo de 760 mm de Hg. Para que la solución de urea hierva hay que aumentar la temperatura a 100,53°C y elevar la presión a 750 mm de Hg. El punto de ebullición de cualquier disolvente en una solución siempre es mayor que el punto de ebullición del disolvente puro.



Para calcular la variación del punto de ebullición se aplica la siguiente fórmula:

Cálculo del punto de ebullición:

$$\triangle Te = Ke \times m$$

Te: diferencia entre los puntos de ebullición de una solución y del disolvente puro.

Ke: constante molal de ebullición. Cuando el disolvente es agua el valor de la constante

es: 0,52 °C Kg/mol

m: molalidad

El punto de congelación de un líquido es la temperatura a la cual la presión de vapor del líquido y del sólido se igualan.

El punto de congelación se alcanza en una solución cuando la energía cinética de las moléculas se hace menor a medida que la temperatura disminuye; el aumento de las fuerzas intermoleculares de atracción y el descenso de la energía cinética son las causas de que los líquidos cristalicen. Las soluciones siempre se congelan a menor temperatura que el disolvente puro. La temperatura de congelación del agua pura es 0°C.

Cálculo del punto de congelación:

$$\triangle Tc = Kc \times m$$

Tc: diferencia entre los puntos de congelación de una solución y del disolvente puro.

Kc: constante molal de congelación. Cuando el disolvente es agua el valor de la constante es: 1,86 °C Kg/mol

m: molalidad

Aplicación de las fórmulas:

En 392 g de agua se disuelven 85 g de azúcar de caña (sacarosa). Determinar el punto de ebullición y el de congelación de la solución resultante. Masa molecular de la sacarosa: 342 g/mol.

Paso 1: determinar la molalidad de la solución:

$$m = \frac{1.000 \times \text{gr de soluto}}{\text{masa molecular} \times \text{disolvente}}$$
$$m = \frac{1.000 \times 85 \text{ gr de azúcar}}{392 \text{ g agua} \times 342 \text{ g/mol}}$$
$$m = 0,634 \text{ mol/Kg}$$

Paso 2:

Determinar el punto de ebullición y de congelación

Punto de ebullición:

$$\triangle Te = Ke \times m$$
$$\triangle Te = 0,52 \text{ °C Kg/mol} \times 0,634 \text{ mol/Kg}$$
$$\triangle Te = 0,329 \text{ °C}$$

Como el agua hierve a los 100°C, se suma el valor obtenido a 100°C:

$$100 \text{ °C} + 0,329 = 100,329 \text{ °C}$$

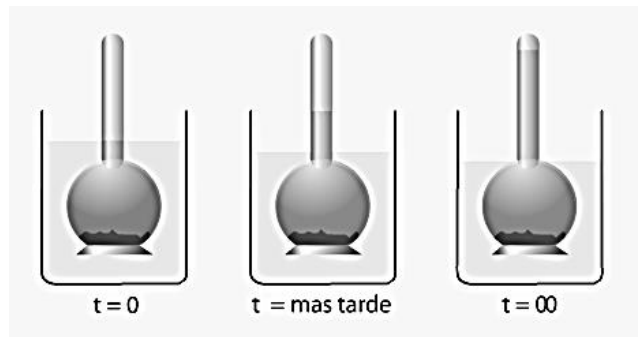
Punto de congelación:

$$\triangle Tc = Kc \times m$$
$$\triangle Tc = 1,86 \text{ °C Kg/mol} \times 0,634 \text{ mol/Kg}$$
$$\triangle Tc = 1,179 \text{ °C}$$

Como el agua se congela por debajo de los 0°C, 0 °C – 1,179 = - 1,179 °C.

Presión osmótica: Esta propiedad se basa en el fenómeno de la ósmosis en el cual se selecciona el paso de sustancias a través de una membrana semipermeable que tiene poros muy pequeños que sólo permiten el paso de las moléculas del disolvente, pero no del soluto.

Esto permite que dos soluciones de diferentes concentraciones separadas mediante una membrana semipermeable igualen sus concentraciones, debido al paso de las moléculas de solvente de la solución más diluida a la solución más concentrada, hasta alcanzar ambas la misma concentración.



El paso del disolvente desde la solución diluida hacia la solución concentrada provoca un aumento de la presión de la solución. Este incremento de la presión que se suma a la presión de vapor de la solución, se conoce como presión osmótica y se representa con la letra π

Cálculo de la presión osmótica

$$\pi = C \times R \times T$$

C: molaridad o molalidad

R: valor constante 0,082 L atm/°K x mol

T: temperatura expresada en °K. Si el valor de la temperatura está expresado en °C, se suma a este valor 273. Ejemplo: Temperatura: 20 °C, 20°C + 273 = 293°K

A continuación, se presenta un problema tipo de presión osmótica:

Halle la presión osmótica de una solución de glucosa que contiene 12 gr. de la sustancia en 500 ml de solución a una temperatura de 298°K.

Masa molecular de la glucosa = (MM): 180 g/mol

Paso 1:

Cálculo de la molalidad o molaridad:

$$C = \frac{\text{gramos de soluto}}{\text{Litros de solución} \times \text{MM}}$$

$$C = \frac{12 \text{ g}}{0,5 \text{ l} \times 180 \text{ g/mol}} = 0,13 \text{ g/mol}$$

Paso 2:

Cálculo de la presión osmótica

$$\pi = C \times R \times T$$

$$\pi = 0,13 \text{ g/mol} \times 0,082 \frac{\text{L atm}}{\text{°K mol}} \times 298 \text{°K}$$

$$\pi = 3,176 \text{ atm}$$

Referencias:

Requeijo, D. y Requeijo A. (2002). Química. Editorial Biosfera.

Irazábal A. y de Irazábal C. (S/A). Química. Ediciones CO-BO.

Mahan. Química. (1977). Fondo Educativo Interamericano.

Tomado de: <http://www.rena.edu.ve/cuartaEtapa/quimica/Tema4.html>

Sobre el Arsénico y sus efectos en la salud

Organización Mundial de la Salud, OMS. 15 de febrero de 2018

Datos y cifras.

- El arsénico está presente de forma natural en niveles altos en las aguas subterráneas de varios países.
- El arsénico es muy tóxico en su forma inorgánica.
- Su mayor amenaza para la salud pública reside en la utilización de agua contaminada para beber, preparar alimentos y regar cultivos alimentarios.

- La exposición prolongada al arsénico a través del consumo de agua y alimentos contaminados puede causar cáncer y lesiones cutáneas. También se ha asociado a problemas de desarrollo, enfermedades cardiovasculares, neurotoxicidad y diabetes.
- La intervención más importante en las comunidades afectadas consiste en prevenir que se prolongue la exposición al arsénico implantando un sistema seguro de abastecimiento de agua potable.

Fuentes de exposición.

El arsénico es un elemento natural de la corteza terrestre; ampliamente distribuido en todo el medio ambiente, está presente en el aire, el agua y la tierra. En su forma inorgánica es muy tóxico.

La exposición a altos niveles de arsénico inorgánico puede deberse a diversas causas, como el consumo de agua contaminada o su uso para la preparación de comidas, para el riego de cultivos alimentarios y para procesos industriales, así como al consumo de tabaco y de alimentos contaminados.

La exposición prolongada al arsénico inorgánico, principalmente a través del consumo de agua contaminada o comida preparada con esta y cultivos alimentarios regados con agua rica en arsénico puede causar intoxicación crónica. Los efectos más característicos son la aparición de lesiones cutáneas y cáncer de piel.

Consumo de agua y alimentos.

El arsénico representa una amenaza importante para la salud pública cuando se encuentra en aguas subterráneas contaminadas. El arsénico inorgánico está naturalmente presente en altos niveles en las aguas subterráneas de diversos países, entre ellos la Argentina, Bangladesh, Chile, China, la India, México y los Estados Unidos de América. Las principales fuentes de exposición son: el agua destinada a consumo humano, los cultivos regados con agua contaminada y los alimentos preparados con agua contaminada.

Los pescados, mariscos, carnes, aves de corral, productos lácteos y cereales también pueden ser fuentes alimentarias de arsénico, aunque la exposición a través de estos alimentos suele ser muy inferior a la exposición a través de aguas subterráneas contaminadas. En el marisco, el arsénico está presente principalmente en su forma orgánica menos tóxica.

Procesos industriales.

El arsénico se utiliza industrialmente como agente de aleación, y también para el procesamiento de vidrio, pigmentos, textiles, papel, adhesivos metálicos, protectores de la madera y municiones. El arsénico se emplea asimismo en los procesos de curtido de pieles y, en grado más limitado, en la fabricación de plaguicidas, aditivos para piensos y productos farmacéuticos.

Tabaco.

Las personas que fuman tabaco también pueden estar expuestas al arsénico inorgánico que contiene el tabaco natural, ya que las plantas de tabaco absorben esencialmente el arsénico presente de forma natural en el suelo. Por otro lado, el riesgo de exposición al arsénico era mucho mayor hace unos años, cuando había costumbre de tratarlas con insecticidas a base de arseniato de plomo.

Efectos en la salud.

El arsénico existe tanto en forma orgánica como inorgánica. Los compuestos de arsénico inorgánico (como los que se encuentran en el agua) son extremadamente tóxicos, en tanto que los compuestos de arsénico orgánico (como los que se encuentran en pescados y mariscos) son menos perjudiciales para la salud.

Efectos agudos.

Los síntomas inmediatos de intoxicación aguda por arsénico incluyen vómitos, dolor abdominal y diarrea. Seguidamente, aparecen otros efectos, como entumecimiento u hormigueo en las manos y los pies o calambres musculares y, en casos extremos, la muerte.

Efectos a largo plazo.

Los primeros síntomas de la exposición prolongada a altos niveles de arsénico inorgánico (por ejemplo, a través del consumo de agua y alimentos contaminados) se observan generalmente en la piel e incluyen cambios de pigmentación, lesiones cutáneas y durezas y callosidades en las palmas

de las manos y las plantas de los pies (hiperqueratosis). Estos efectos se producen tras una exposición mínima de aproximadamente cinco años y pueden ser precursores de cáncer de piel.

Además de cáncer de piel, la exposición prolongada al arsénico también puede causar cáncer de vejiga y de pulmón. El Centro Internacional de Investigaciones sobre el Cáncer (CIIC) ha clasificado el arsénico y los compuestos de arsénico como cancerígenos para los seres humanos; el arsénico presente en el agua de bebida también ha sido incluido en esa categoría por el CIIC.

Entre los demás efectos perjudiciales para la salud que se pueden asociar a la ingesta prolongada de arsénico destacan los que siguen: problemas relacionados con el desarrollo, neurotoxicidad, diabetes y enfermedades pulmonares y cardiovasculares. En particular, los infartos de miocardio inducidos por el arsénico pueden suponer una importante causa de aumento de la mortalidad. En China (Provincia de Taiwán), la exposición al arsénico se ha vinculado a la «enfermedad del pie negro», una afección grave de los vasos sanguíneos que causa gangrena. Sin embargo, esta enfermedad no se ha observado en otras partes del mundo; es posible que la malnutrición contribuya a su desarrollo.

El arsénico también se asocia a desenlaces adversos del embarazo y mortalidad infantil, repercute en la salud de los niños¹, y hay algunas pruebas de que puede tener una influencia negativa en el desarrollo cognitivo.

Magnitud del problema.

La contaminación por arsénico de las aguas subterráneas es un problema muy extendido; varias regiones presentan niveles importantes de consumo de agua contaminada.

En Bangladesh el arsénico ha cobrado gran protagonismo desde que se descubrió, en los años noventa, que este elemento está ampliamente presente en el agua de los pozos. Desde entonces, se han logrado notables progresos, y el número de personas expuestas al arsénico en niveles superiores a los permitidos por las normas nacionales de calidad del agua potable ha disminuido en alrededor de un 40%. Pese a estos esfuerzos, se estima que el número de personas con riesgo de exposición a concentraciones de arsénico superiores a la norma nacional de 50 µg/litro y al valor guía de la OMS de 10 µg/litro ronda en Bangladesh los 20 millones y los 45 millones de personas, respectivamente².

Los síntomas y signos asociados a elevados niveles de exposición prolongada al arsénico inorgánico difieren entre las personas, los grupos de población y las zonas geográficas. No existe pues una definición universal de las enfermedades causadas por el arsénico, lo que complica la evaluación de su carga para la salud.

De modo análogo, no existe tampoco un método para distinguir los casos de cáncer causados por arsénico de los inducidos por otros factores, por lo que se carece de una estimación fiable de la magnitud del problema a nivel mundial.

En 2010, el Comité Mixto FAO/OMS de Expertos en Aditivos Alimentarios reevaluó los efectos del arsénico en la salud humana, a la luz de los nuevos datos disponibles. Una de sus conclusiones fue que en el caso de algunas regiones del mundo donde las concentraciones de arsénico inorgánico en el agua de bebida superan los 50-100 µg/litro hay cierta evidencia de efectos adversos. En otras regiones, donde las concentraciones de arsénico en el agua son elevadas, aunque no tanto (10-50 µg/litro) el Comité concluyó que, si bien existe el riesgo de efectos adversos, estos presentarían niveles de incidencia bajos, que serían difíciles de detectar dentro de un estudio epidemiológico.

Prevención y control.

La intervención más importante en las comunidades afectadas consiste en prevenir que se prolongue la exposición al arsénico implantando un sistema seguro de abastecimiento de agua potable destinada al consumo como agua de bebida, a la preparación de alimentos y al riego de los cultivos alimentarios. Existen diversas opciones para reducir los niveles de arsénico en el agua potable.

- Sustituir las fuentes de abastecimiento con elevados niveles de arsénico, por ejemplo, aguas subterráneas, por fuentes de abastecimiento con bajos niveles de arsénico y microbiológicamente seguras, por ejemplo, agua de lluvia o aguas superficiales debidamente tratadas. Una opción es reservar el agua con bajos niveles de arsénico para beber, cocinar y regar y utilizar el agua con alta concentración para otros fines, por ejemplo, para bañarse o lavar la ropa.

- Discriminar entre las fuentes de abastecimiento con altos niveles de arsénico y las fuentes con bajos niveles de arsénico. Por ejemplo, analizar los niveles de arsénico en el agua y pintar los pozos canalizados o las bombas de mano de diferentes colores. Esto puede ser una solución eficaz y económica para reducir rápidamente los niveles de exposición, siempre que vaya acompañada de la oportuna campaña educativa.
- Mezclar agua con bajos niveles de arsénico con agua de concentración más elevada a fin de conseguir más cantidad de agua con un nivel de concentración aceptable.
- Instalar sistemas de eliminación del arsénico – ya sea de manera centralizada o a nivel doméstico – y asegurar que el arsénico eliminado se someta a un tratamiento de residuos adecuado. Entre las tecnologías que permiten eliminar el arsénico destacan la oxidación, la coagulación-precipitación, la absorción, el intercambio de iones y diversas técnicas de membranas. Hay un número creciente de opciones eficaces y baratas para eliminar el arsénico de los suministros pequeños y domésticos, aunque las pruebas sobre el uso eficaz de esos sistemas a largo plazo todavía son escasas.

Se precisan asimismo intervenciones a largo plazo para reducir la exposición ocupacional asociada a diversos procesos industriales.

La educación y la participación de la comunidad son factores fundamentales para asegurar que las intervenciones den buen resultado. Es necesario que los miembros de cada comunidad comprendan los riesgos asociados a la exposición a altos niveles de arsénico y las fuentes conexas, como la ingesta de arsénico a través de cultivos alimentarios (por ejemplo, el arroz) regados con agua contaminada o a través de alimentos cocinados con agua contaminada.

También es primordial someter a las poblaciones de alto riesgo a un seguimiento continuo para detectar los signos tempranos de la intoxicación por arsénico, que suelen presentarse en forma de problemas dermatológicos.

Respuesta de la OMS.

El arsénico es una de las 10 sustancias químicas que la OMS considera más preocupantes para la salud pública. Los esfuerzos de la Organización por reducir la exposición al arsénico incluyen el establecimiento de valores guía, el examen de los datos científicos disponibles y la formulación de recomendaciones para la gestión de los riesgos. La OMS ha definido un valor guía para el arsénico en sus *Guías para la calidad del agua potable* cuya finalidad es servir en el mundo entero de base para las tareas de reglamentación y normalización en esta esfera.

En estos momentos, el límite recomendado para la concentración de arsénico en el agua potable es de 10 µg/l, aunque este valor de referencia se considera provisional dadas las dificultades de medición y las dificultades prácticas relacionadas con la eliminación del arsénico del agua de bebida. Cuando hay problemas para respetar el valor guía, los Estados Miembros pueden establecer límites más elevados teniendo en cuenta las circunstancias locales, los recursos disponibles y los riesgos asociados a fuentes con bajos niveles de arsénico contaminadas microbiológicamente.

El Programa Conjunto OMS/UNICEF de Monitoreo del Abastecimiento de Agua y del Saneamiento sigue los progresos realizados hacia la consecución de las metas mundiales relacionadas con el agua de bebida. El indicador propuesto para la gestión segura de los servicios de suministro de agua de bebida en el contexto de la Agenda 2030 para el Desarrollo Sostenible propugna que se siga el acceso de la población a agua de bebida sin contaminación fecal ni contaminantes químicos prioritarios, entre ellos el arsénico.

Tomado de

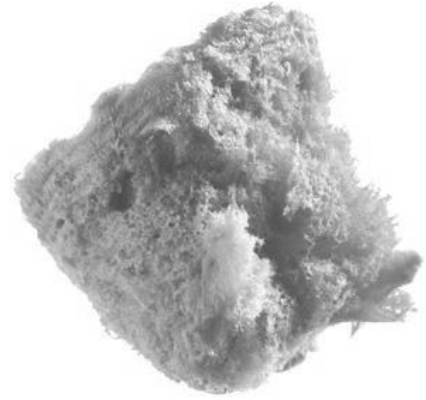
<https://www.who.int/es/news-room/fact-sheets/detail/arsenic#:~:text=El%20ars%C3%A9nico%20est%C3%A1%20presente%20de,alimentos%20y%20regar%20cultivos%20alimentarios.>

Liofilizados, ¿alimentos del futuro?

De la comida para astronautas a la sociedad. Por Pere Castells

La imagen es de espuma de zanahoria liofilizada, una nueva versión de uno de los iconos de la nueva gastronomía. [Restaurante El Bulli]

Liofilizar consiste en deshidratar un producto congelado. El agua se elimina por sublimación (paso directo de sólido a gas), debido a la baja presión parcial del vapor de agua [véase «Liofilización», por Herbert Aschkenasy; Investigación y Ciencia, noviembre de 1996]. Las bajas temperaturas a las que se produce esta extracción evitan la alteración del producto y la pérdida de nutrientes, sabores y aromas. Ya la utilizaban los incas para obtener chuño de patatas u otros tubérculos; para ello aprovechaban el contraste del frío nocturno (congelación) y el calor del sol durante el día junto con las bajas presiones debidas a la altura de los Andes (sublimación).



En importancia y producción de liofilizados, la industria farmacéutica y la biotecnológica están muy por encima de otros campos. Proteínas, enzimas, hormonas, vacunas y otros productos biológicos son liofilizados de forma habitual. La técnica se aplica también a la recuperación de documentos dañados en inundaciones, a la conservación de animales domésticos fallecidos o a la preservación de plantas y hongos para archivos o exposiciones.

Los alimentos liofilizados suelen asociarse a los astronautas. Ya en el programa Gemini, que se inició en 1965 como preámbulo al conocido Apolo, se utilizaron productos liofilizados para alimentar a la tripulación. En 2005, Filippo Castrucci, del Centro Europeo de Astronautas realizó un informe para la Agencia Europea del Espacio titulado «Requerimientos nutricionales para las misiones espaciales». Concluyó que los alimentos liofilizados rehidratados satisfacían los requisitos nutricionales de la tripulación, pero no resultaban lo bastante apetitosos; recomendaba que se tuvieran en cuenta las preferencias gastronómicas de los astronautas. En la misión orbital a Marte planeada para 2033, seguro que los liofilizados serán unos de los protagonistas de la dieta.

Los alimentos liofilizados suelen asociarse a los astronautas. Ya en el programa Gemini, que se inició en 1965 como preámbulo al conocido Apolo, se utilizaron productos liofilizados para alimentar a la tripulación. En 2005, Filippo Castrucci, del Centro Europeo de Astronautas realizó un informe para la Agencia Europea del Espacio titulado «Requerimientos nutricionales para las misiones espaciales». Concluyó que los alimentos liofilizados rehidratados satisfacían los requisitos nutricionales de la tripulación, pero no resultaban lo bastante apetitosos; recomendaba que se tuvieran en cuenta las preferencias gastronómicas de los astronautas. En la misión orbital a Marte planeada para 2033, seguro que los liofilizados serán unos de los protagonistas de la dieta.

Tomado de

[https://www.investigacionyciencia.es/revistas/investigacion-y-ciencia/electricidad-que-cura-633/liofilizados-alimentos-del-futuro-](https://www.investigacionyciencia.es/revistas/investigacion-y-ciencia/electricidad-que-cura-633/liofilizados-alimentos-del-futuro-13199#:~:text=Liofilizados%2C%20C2%BFalimentos%20del%20futuro%3F,para%20astronautas%20a%20la%20sociedad.&text=Liofilizar%20consiste%20en%20deshidratar%20un%20producto%20congelado.&text=Las%20bajas%20temperaturas%20a%20las,de%20nutrientes%2C%20sabores%20y%20aromas.)

[13199#:~:text=Liofilizados%2C%20C2%BFalimentos%20del%20futuro%3F,para%20astronautas%20a%20la%20sociedad.&text=Liofilizar%20consiste%20en%20deshidratar%20un%20producto%20congelado.&text=Las%20bajas%20temperaturas%20a%20las,de%20nutrientes%2C%20sabores%20y%20aromas.](https://www.investigacionyciencia.es/revistas/investigacion-y-ciencia/electricidad-que-cura-633/liofilizados-alimentos-del-futuro-13199#:~:text=Liofilizados%2C%20C2%BFalimentos%20del%20futuro%3F,para%20astronautas%20a%20la%20sociedad.&text=Liofilizar%20consiste%20en%20deshidratar%20un%20producto%20congelado.&text=Las%20bajas%20temperaturas%20a%20las,de%20nutrientes%2C%20sabores%20y%20aromas.)

La pizza de Regreso al futuro

SciLogs Física y Química

La pizza liofilizada de la película Regreso al futuro no es factible actualmente. ¿Por qué se equivocan los futurólogos en sus predicciones? ¿Sería posible hacer algo parecido a una pizza que, una vez hidratada, aumentara sus dimensiones como la de la película? Quizá sí, pero no sería liofilizando una pizza inicial.

Un científico (Christopher Lloyd) y un joven (Michael J.Fox) viajan en el tiempo, desde 1985 hasta el 21 de octubre de 2015. Los que tienen más de cuarenta años quizás recuerdan la película Back to the Future, que aquí se llamó Regreso al futuro y que ahora ha vuelto a tener bastante eco porque 2015 ahora fue nuestro presente, pero también el futuro de los protagonistas. Los coches son voladores, los monopatines flotan en el aire, y las pizzas se compran liofilizadas: son diminutas y se pueden hidratar en un aparato doméstico que las hace crecer hasta la medida normal. No acertaron esta predicción, como tampoco atinaron en predecir la existencia de teléfonos móviles ni internet.

Hidratador

Normalmente los futurólogos —y los que hacen prospectiva— se equivocan considerablemente, porque no tienen en cuenta que las maravillas que pronostican se tienen que pagar; por ello, no se pueden aplicar todas las novedades a la vez. En otros casos los futurólogos no aciertan porque las novedades que proponen no solventan problemas importantes para los ciudadanos, que no las están pidiendo: es la siempre citada nevera que hará la compra por internet, de la que nadie se fía porque puede decidir comprar tomates sin que el comprador los vea primero. En otros casos ciertos futurólogos extrapolan la tecnología introduciendo errores científicos, y el caso de las pizzas es un ejemplo de ello.

¿Qué es la liofilización? Esta operación, que también se conoce como criodeshidratación, en esencia es un procedimiento de secado. Los procedimientos clásicos para secar frutas y verduras, o carne o pescado, son muy conocidos. Se procura tener el alimento que se quiere secar en láminas lo más finas posible, si se puede. El alimento se deja en un lugar seco, frío y a ser posible con aire corriente. La humedad ambiental tiene que ser baja para que pueda haber transferencia de agua desde el alimento al aire. La temperatura alta es peligrosa porque puede fomentar la presencia de microorganismos, pero al mismo tiempo va bien porque la presión de vapor del agua es superior y así el alimento se evapora más rápidamente.

En la práctica, las dos opciones más usadas son el secado al sol en ambientes secos, o el secado en ambientes fríos y corrientes de aire, como las cavas de jamones y embutidos. La presencia de sal ayuda a la conservación de los alimentos por varios mecanismos. Los principales son que la sal ayuda a la deshidratación, y evita que los microorganismos puedan sobrevivir. El ahumado de los alimentos es una técnica alternativa, que deshidrata también gracias a la alta temperatura del humo.

La liofilización es también un proceso de secado, pero partiendo del producto congelado, es decir de un producto cuya agua está en fase sólida, como hielo de agua. Esta agua sólida está mezclada con los nutrientes y la fibra del alimento en diversas formas que no cabe aquí comentar. La eliminación del agua por liofilización tiene lugar directamente desde el sólido al aire, sin que el agua pase por la fase líquida, mediante un mecanismo fisicoquímico conocido como sublimación. Este mecanismo, que siempre parece algo misterioso, es muy frecuente en la naturaleza. Buena parte de la nieve que cae en las altas montañas y que no puede fundir porque la temperatura está por debajo de 0 °C sublima hacia la atmósfera. Más cerca de nosotros, el hielo que se forma en las caras internas de las puertas de los congeladores de los supermercados cuando se abren, sublima también y el vapor generado va a condensarse a las entrañas del aparato, en el punto más frío. Se considera que la liofilización se usó desde tiempo inmemorial en los Andes, tanto para conservar alimentos como para la conservación de sus momias. Las grandes alturas, con entornos siempre muy por debajo de cero grados y por lo tanto con los cuerpos congelados, y con aire muy seco, permiten el secado por sublimación.

Liofilizadora de cocina

La liofilización industrial empieza con la congelación del alimento, mediante un sistema congelador, frecuentemente con nitrógeno líquido. A continuación, el alimento congelado se deposita en bandejas en capas de poco grosor. Se hace el vacío al recipiente que contiene las bandejas, que se calientan suavemente con resistencias eléctricas, para suministrar la energía necesaria para la sublimación. El hielo de los tejidos del alimento se vaporiza lentamente, es decir, sublima sin fundir. El vapor de agua generado se extrae con la bomba de vacío y se tira a la atmósfera.

Este procedimiento se había aplicado principalmente al secado de medicamentos y productos industriales. Desde hace años que las expediciones a zonas polares, al espacio o a altas montañas usan alimentos liofilizados. Para reconstituirlos basta con añadir agua, que los hidrata y les devuelve la consistencia húmeda típica de la mayor parte de alimentos. Ha sido con el movimiento basado en el uso culinario de equipos de laboratorio en la cocina cuando la liofilización se ha aplicado también a los procesos culinarios.

Si el producto que se liofiliza es una disolución, al final se tiene un granulado seco y muy poroso: es el caso de ciertos cafés solubles. Pero si se liofilizan piezas sólidas como frutas o trozos de carne o de pescado, el resultado es una pieza de la misma forma y casi las mismas dimensiones que la

original, pero que ha perdido casi toda el agua, pesa mucho menos, y es muy porosa. Este producto liofilizado se puede consumir directamente, se puede impregnar con algún baño complementario, o se puede reconstituir con agua. Las aplicaciones en alta cocina son diversas. El proceso es delicado y requiere mucha atención. Además, los aparatos liofilizadores son caros y complejos, por lo que no parece que vaya a ser una técnica que se popularice en muchos restaurantes. Lo que será más probable, y ya está pasando, es que haya empresas alimentarias que liofilicen todo tipo de productos con destino al consumidor final, sea doméstico o restaurador.

La pizza liofilizada es perfectamente posible, y además tiene la forma plana idónea. Pero el resultado no sería una pizza pequeña, sino una pizza de las mismas dimensiones, muy porosa y mucho más ligera. Una pizza Margherita de tomate, queso y albahaca —los colores de la bandera italiana—, tiene un 56 % de agua. Una pizza totalmente seca, por lo tanto, pesaría un 56 % menos. Este secado elimina el agua de las estructuras celulares y el agua intersticial, pero las uniones estructurales entre las membranas celulares, los almidones y las proteínas de los alimentos mantienen sus dimensiones casi sin variación al secarse, y por lo tanto se obtiene una pizza de medida estándar. y algo menos de la mitad de peso. La liofilización no proporcionaría, por tanto, la pizza diminuta de la película.

¿Podría hacerse una pizza de dimensiones reducidas que después, con agua, creciera hasta las medidas de una pizza normal? Probablemente, pero la tecnología no podría ser la de liofilización, sino el uso de la tecnología de geles, y ya no sería una pizza porque su composición no lo permitiría. Un gel es un sistema disperso bicontinuo, en el que la fase sólida tiene una estructura como de esponja, y la fase líquida está incluida en los intersticios de la fase sólida, pero no separada como gotitas sino como líquido que impregna toda la estructura, y que es retenido por las características hidrofílicas de la sustancia que compone el gel. Determinados geles, como los que se usan para regar las macetas paulatinamente, se presentan en forma esférica. Cuando se secan, la elasticidad de la fase sólida del gel le permite que la bolita se haga pequeña, perdiendo un 90 % de su volumen.



Una pseudopizza constituida por un agregado de bolitas gelificadas y desecadas unidas entre ellas, permitiría quizás que con agua la estructura creciera por todas partes, reconstituyéndose la forma global de la pizza. Quizás estoy inventando algo imposible, porque la yuxtaposición de bolitas en seco requeriría de algún tipo de unión que al crecer las bolitas no se rompiera, pero como idea inicial pienso que podría ser factible... Tendría una cierta similitud con una hipotética pizza de palomitas que creciera al microondas.

Como dijo Niels Bohr, y tenía razón, «predecir es difícil, sobre todo si se pretende predecir el futuro».

←Helado liofilizado que se vende en las tiendas de los museos de ciencia de los Estados Unidos. Se consume sin hidratar.

Tomado de <https://www.investigacionyciencia.es/blogs/fisica-y-quimica/24/posts/la-pizza-de-em-regreso-al-futuro-em-13659>