

UNIDAD Nº 8: QUÍMICA EN SOLUCIÓN ACUOSA

8.1 INTRODUCCIÓN

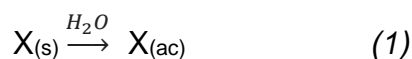
8.1.1 CONTENIDOS TEÓRICOS

Solución acuosa. Propiedades del agua como solvente. Solubilización de sustancias covalentes. Solubilización de compuestos iónicos. Comportamiento de iones en solución: asociación, reacciones ácido base, de precipitación, de óxido-reducción y de formación de complejos.

8.1.2 RESUMEN DE LOS CONTENIDOS

8.1.2.1 INTRODUCCIÓN: SOLUCIÓN ACUOSA

Un proceso engañosamente simple a primera vista, de gran relevancia para la química, biología, geología, oceanografía y otras disciplinas puede escribirse de la siguiente manera:



En la ecuación 1 el solvente no se escribe explícitamente como reactivo, a pesar de intervenir en el proceso, dado que no lo hace con una estequiometría definida como las asociadas a los procesos que típicamente identificamos como “reacciones químicas”. La ecuación 1 representa un proceso de **disolución**. Las especies que se encuentran disueltas en agua se representan con su estado de agregación “(ac)”, que significa en solución acuosa. El estado de agregación del soluto no está restringido a ser un sólido, puede también ser un líquido o incluso un gas (como se estudió en la Unidad 6 cuando se describió la Ley de Henry)

Como ya se expresó, la formación de una **solución** con X actuando como soluto y el agua como solvente es un proceso sumamente relevante. Además de su relevancia intrínseca, es también de suma importancia por la cantidad de reacciones que pueden ocurrir en solución acuosa. Para comprender estos procesos primero debemos detenernos sobre las propiedades del agua como solvente.

8.1.2.2 PROPIEDADES DEL AGUA

Una gran parte de las reacciones de interés biológico, ambiental e industrial ocurren en fase acuosa (con los reactivos y productos disueltos en agua). Muchas de estas reacciones corresponden a tres grandes grupos: reacciones ácido-base, reacciones redox y reacciones de precipitación. Las tres próximas unidades se ocupan de estos tres tipos de reacciones, con particular énfasis en las situaciones de equilibrio. En todas estas reacciones resulta importante la (in)capacidad del agua de **solubilizar** a las distintas sustancias.

Existen múltiples solventes comúnmente empleados en el laboratorio. Sin embargo, el agua ocupa un lugar particular por la gran cantidad de reacciones

de relevancia fisiológica, ambiental e incluso industrial que tienen lugar en medios acuosos. En gran medida, estas reacciones ocurren debido a las particulares propiedades del agua líquida. El agua es capaz de disolver una gran cantidad de sustancias y a veces se la denomina “*solvente universal*” ya que es capaz de disolver más sustancias que cualquier otro líquido. Eso implica que, donde vaya el agua, puede transportar otras sustancias químicas, minerales y nutrientes. La **polaridad** del agua se origina en su estructura electrónica -a su vez vinculada a la diferencia de electronegatividad entre el oxígeno y el hidrógeno, que le confiere densidades de carga positiva y negativa en la proximidad de los átomos de H y de O, respectivamente- y a su geometría electrónica y molecular. Sumado a la polaridad, la capacidad de formar **puentes hidrógeno** y su alta **constante dieléctrica** se encuentran entre las causas principales de su capacidad como solvente. Cuando se encuentran muchas moléculas de agua relativas a las moléculas de soluto, como en una solución acuosa, esas interacciones dan lugar a la formación de una capa tridimensional dinámica de moléculas de agua, o **esfera de hidratación**, alrededor del soluto. Dichas capas permiten la separación de las partículas de manera homogénea, formando una solución. Estas propiedades le confieren incluso la capacidad de poder separar y solvatar cargas, fenómeno importante para la disolución de sustancias iónicas, pero también para muchísimas reacciones. A pesar del rótulo de “solvente universal”, existen muchas sustancias que el agua no puede solubilizar, como por ejemplo aquellas formadas por moléculas no polares de gran tamaño, o incluso numerosos sólidos iónicos.

Al disolver una sustancia en agua, las moléculas de H₂O no actúan “simplemente” como el medio en el que se disuelve dicha sustancia, sino que participan activamente en el proceso de disolución, formando estructuras dinámicas que minimizan la energía libre del sistema. Más aún, el agua no conforma un mero espectador de las reacciones químicas que pueden ocurrir en ella, sino que puede participar activamente en varias de las reacciones que ocurren (como por ejemplo en las reacciones ácido base, en algunas reacciones redox y en otras de complejación).

Un ejemplo de la riqueza química del agua viene dada por la reacción de autoprotólisis. La autoprotólisis del agua es el equilibrio químico que se establece entre las moléculas de agua con iones hidronio (H₃O⁺) y oxhidrilo (OH⁻), y es el proceso por el cual se transfiere un protón entre dos moléculas idénticas, que cumplen funciones de ácido y base de Brønsted (Figura 1).

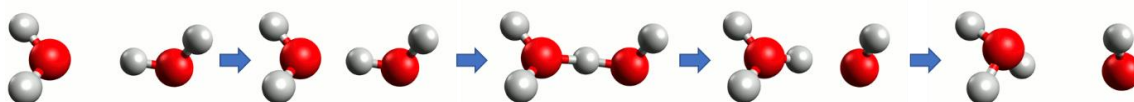


Figura 1. Distintos pasos que ocurren durante la reacción de la autoprotólisis del agua. 2 moléculas de agua reaccionan, una actuando como ácido y la otra como base. En el resultado final, se obtienen un ión H₃O⁺ y un OH⁻.

Este equilibrio se encuentra siempre presente en el agua, y como se verá en mayor profundidad en la Unidad 9, será fundamental considerarlo en varias situaciones en las que participa un equilibrio ácido-base.

8.1.2.4. SOLUBILIZACION SIMPLE DE SUSTANCIAS COVALENTES MOLECULARES

La mayor parte de las sustancias covalentes moleculares se disuelve en agua sin experimentar reacciones ulteriores; ejemplos de ello son la disolución en agua del azúcar de mesa (sacarosa), de la acetona, o de alcoholes como metanol o etanol. En estos casos, las moléculas de soluto -organizadas en la fase sólida en alguna estructura cristalina en cuya estructura juegan un rol preponderante las interacciones intermoleculares, o bien con alta movilidad molecular en la fase líquida en la que sólo aparece organización a nivel de primeros vecinos- se dispersan entre las moléculas de solvente (agua en este caso). Como se señaló antes, esa “dispersión” involucra frecuentemente organizaciones de las capas de hidratación.

Por ejemplo, la sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$) es, en condiciones ambientes, un sólido molecular en el cual las moléculas individuales se mantienen asociadas entre sí por fuerzas intermoleculares relativamente débiles. Cuando la sacarosa se disuelve en agua, las moléculas de $C_{12}H_{22}O_{11}$ se liberan en solución. Las interacciones intermoleculares agua-agua y sacarosa-sacarosa que deben vencerse para el proceso de solubilización se compensan con las interacciones intermoleculares que se forman entre la sacarosa y el agua (dipolo-dipolo, puente hidrógeno como las mostradas en Figura 2), además de la componente entrópica que favorece el proceso. Esto permite que, a temperatura ambiente, puedan disolverse aproximadamente 1800 gramos de azúcar por litro de agua.

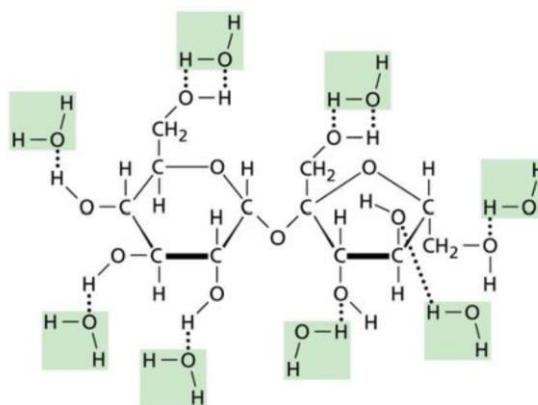


Figura 2. Representación esquemática de la solvatación de una molécula de sacarosa. Las moléculas de agua aparecen coloreadas de verde claro. Se representan con trazos continuos los enlaces covalentes en las moléculas (de solvente y soluto) y con líneas punteadas las interacciones puente hidrógeno entre el agua y la sacarosa, que cumplen un rol fundamental en el balance energético que permite vencer las interacciones intermoleculares de la sacarosa.

Algunas sustancias moleculares son muy poco solubles en agua. Por ejemplo, los ácidos grasos son de baja polaridad porque presentan una cadena larga de átomos de carbono que presentan una electronegatividad similar, como el ácido mirístico representado en la Figura 3, que incluye también una “cabeza polar” (un grupo carboxilo). Si bien el grupo carboxilo puede presentar

interacciones atractivas con el agua, para “alojar” la cadena hidrocarbonada sería necesario crear una gran cavidad por alejamiento de moléculas de agua.

Los análogos de cadenas más cortas sí pueden ser solubles en agua debido a que las interacciones favorables de las moléculas de agua con la cabeza polar pueden sobrecompensar lo desfavorable que sería generar la cavidad.

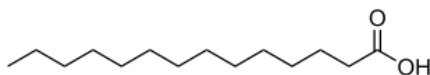


Figura 3. Representación esquemática de una molécula de ácido mirístico. La misma presenta una cadena hidrocarbonada de 13 átomos de carbono, constituyendo una cola no polar, y una cabeza polar conformada por un grupo funcional ácido.

Dependiendo del tipo de compuesto, este tipo de moléculas en alta concentración pueden formar estructuras como micelas, liposomas o bicapas lipídicas para minimizar la exposición de las cadenas hidrofóbicas al agua, resultando en una notable capacidad de **autoensamblado** (Figura 4, unidad 3).

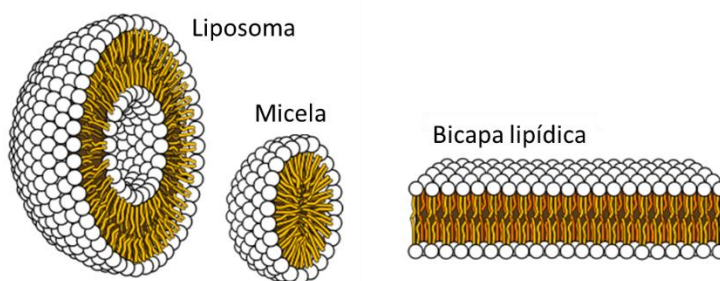
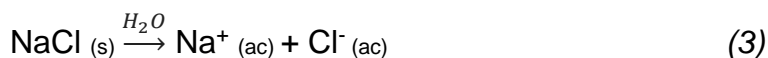


Figura 4. Los ácidos grasos, cuando se hallan por encima de cierta concentración en agua, pueden formar estructuras que minimicen las interacciones desfavorables entre las colas no polares y las moléculas de agua. Dependiendo de la concentración y el detalle estructural de las diversas moléculas, se pueden formar distintos tipos de estructuras, como liposomas (estructuras esféricas conformadas por una doble capa), micelas, o bicapas lipídicas, de gran relevancia biológica.

8.1.2.4. SOLUBILIZACIÓN DE SUSTANCIAS IÓNICAS

Consideremos el proceso de disolución de NaCl en agua:



Para comprender cómo es una solución de NaCl en agua, en donde se pierde la estructura ordenada del sólido, es necesario evaluar el balance energético de las diversas interacciones que se establecen en las nuevas estructuras formadas. La separación de los iones que forman la red del sólido iónico es energéticamente desfavorable (deben vencerse interacciones *ion-ion*), al igual que la separación de moléculas de agua para formar “cavidades” en que se alojen esos iones (deben vencerse principalmente interacciones *dipolo-dipolo* y *punto H*). Sin embargo, a favor del proceso de disolución juega la **solvatación** de estos iones, proceso en el cual los mismos son rodeados por moléculas de solvente estabilizándose debido a interacciones de tipo *ion-dipolo*, como se representa esquemáticamente en la Figura 5 (repasar conceptos de la Unidad 3).

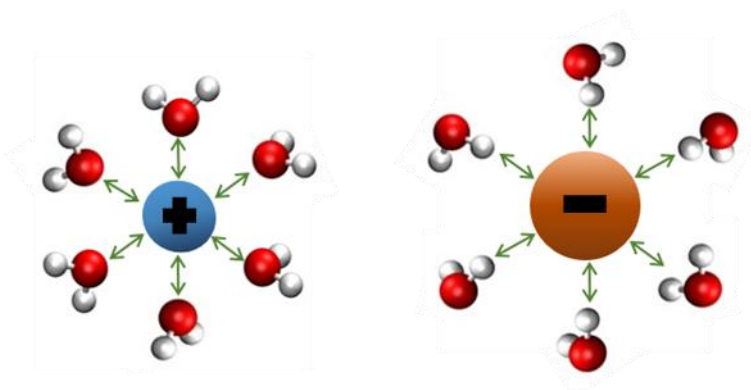
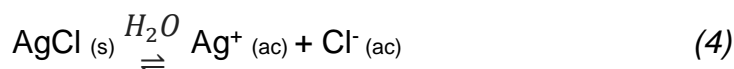


Figura 5. Representación esquemática de la solvatación de iones en agua. Izquierda: catión (azul) hidratado por moléculas de agua orientadas con la zona de densidad de carga negativa hacia el catión. Derecha: anión (naranja) hidratado por moléculas de agua orientadas con la zona de densidad de carga positiva hacia el anión. En ambos casos las flechas (verdes) representan las interacciones ion-dipolo.

En este caso, el balance entre las interacciones $\text{Na}^+\text{-Cl}^-$, $\text{H}_2\text{O-H}_2\text{O}$, $\text{Na}^+\text{-H}_2\text{O}$ y $\text{Cl}^-\text{-H}_2\text{O}$ resulta desfavorable al proceso de disolución, por lo que el proceso es endotérmico ($\Delta H > 0$, se puede verificar fácilmente disolviendo sal en un vaso de agua y percibiendo al tacto el descenso de temperatura). Sin embargo, el proceso resulta espontáneo debido a la componente entrópica que generalmente es favorable en los procesos de disolución (aunque existen excepciones). La disolución de otras sales en agua resulta exotérmica, con lo cual el balance energético favorece la disolución en esos casos. El proceso de solvatación ocurre también en otros solventes polares.

En el caso del NaCl , la solubilidad (máxima concentración que puede alcanzarse) es alta, aproximadamente 4 M. En el caso del hidróxido de sodio, NaOH , la solubilidad es aún más alta, cercana a 9 M. Sin embargo, como resultante de los balances de energía libre de las distintas interacciones que ocurren en una solución, es posible que una sal sea **poco soluble**, por lo que el agregado de incluso pocas cantidades de dicha sal a agua resultará en un precipitado. Un ejemplo de estas sales poco solubles, que se estudiarán en mayor detalle en la Unidad 11, es el del cloruro de plata (AgCl). Al agregarse al agua:



Notar en la ecuación 4 la flecha que indica la reversibilidad del proceso y el hecho de que la situación de equilibrio incluye cantidades apreciables de reactivo. La constante de equilibrio para estos procesos, denominados **equilibrios de solubilidad**, se denomina *constante del producto de solubilidad*, se abrevia *Kps*, y su expresión es

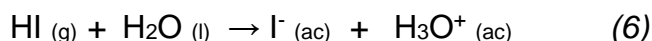
$$Kps = [\text{Ag}^+]_{ac,eq} [\text{Cl}^-]_{ac,eq} \quad (5)$$

En la ecuación 5, el subíndice “eq” indica que esas serán las concentraciones que se establecerán cuando los iones se encuentren en equilibrio con el precipitado (**solución saturada**).

Si bien hasta ahora hemos analizado estos procesos en el sentido de la *solubilización*, poniendo el énfasis en ciertos aspectos físicos del proceso; la mirada de la ec. (4) en el sentido inverso podría asimilarse a la “formación de una sustancia” (AgCl) a partir de iones en solución (que podrían provenir, por ejemplo, de la mezcla de soluciones que los contengan por separado, como NaCl(ac) y $\text{AgNO}_3\text{(ac)}$). En ese caso, el carácter de “reacción de precipitación”, con una estequiometría definida, queda manifiesto en forma más explícita. Retomaremos el tema en la Unidad 11.

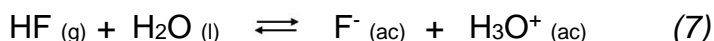
8.1.2.5. SOLUBILIZACIÓN EN AGUA DE SUSTANCIAS MOLECULARES SEGUIDA DE REACCIONES QUE GENERAN IONES – ÁCIDOS Y BASES

Existe, sin embargo, una fracción de las sustancias covalentes que no sólo se “dispersan” entre las moléculas de agua, sino que también pueden reaccionar con ella. Por ejemplo, al disolver HI (g) en agua, no se hallarán en solución moléculas de HI (ac) , sino iones $\text{H}_3\text{O}^+ \text{(ac)}$ y $\text{I}^- \text{(ac)}$. Dicho proceso puede imaginarse como una secuencia de pasos que involucran disolución que genera HI (ac) , especie que a su vez reacciona con agua generando los iones, o bien describirse en forma más global (y realista), como se ejemplifica en la reacción 6:

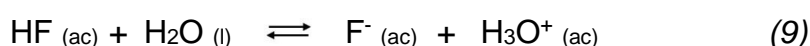


Esta formulación, cuyos orígenes remontan a los trabajos de Bronsted y Löwry, enfatiza el “aspecto químico” del proceso, como una reacción con estequiometría definida entre especies de estequiometría bien definida. Sin embargo, como veremos en la unidad 9, la expresión $\text{H}_3\text{O}^+ \text{(ac)}$ es una descripción parcial de un conjunto amplio de especies similares. Por lo tanto, una visión alternativa es la que enfatiza el “aspecto físico” del proceso, señalando que la **disociación** de HI -la ruptura heterolítica del enlace H-I , generando iones de carga opuesta- es energéticamente posible porque los iones formados se encuentran altamente solvatados por el agua.

En el caso de la disolución de un compuesto similar, HF (gaseoso por encima de 20°C), se hallarán en solución tanto iones $\text{H}_3\text{O}^+ \text{(ac)}$ y $\text{F}^- \text{(ac)}$ como moléculas de HF (ac) “sin disociar”. En este caso, la ecuación correspondiente al proceso global análogo al planteado para HI podría escribirse como:



Aunque sería más informativo describir los dos procesos (disolución-reacción) en forma independiente:



La segunda ecuación corresponde a una reacción “incompleta” (“disociación parcial de HF ”), de un equilibrio en solución acuosa, cuya constante de equilibrio podemos escribir, y cuyo valor es $7 \cdot 10^{-4}$. Podemos adelantar que el balance de las interacciones entre el solvente (en este caso agua) y el soluto en sus formas protonada y desprotonada influirá sobre cuán desplazado estará el equilibrio (9) hacia la formación de productos, lo cual determina, en definitiva, si el ácido solubilizado será débil o fuerte.

En forma equivalente, la disolución de amoníaco en agua será seguida de una reacción descrita por:



Este proceso de disolución-reacción incrementa la concentración de oxhidrilos en el medio; el amoníaco actúa como base, como estudiaremos en la unidad 9.

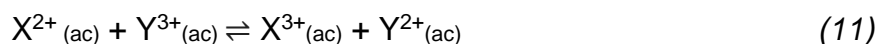
8.1.2.6. COMPORTAMIENTO DE IONES EN SOLUCIÓN - ASOCIACION

La presencia de iones en agua le confiere a la solución la propiedad de conducir la electricidad. La conductividad de una solución depende de la concentración de iones en solución. Como el agua pura contiene sólo una pequeña cantidad de especies cargadas (notar que K_w es muy bajo, Ecuación 2) se comporta como un mal conductor. En cambio, la disolución de sales u otras sustancias iónicas, como algunos hidróxidos de metales alcalinos o alcalinotérreos, aporta iones a la solución, lo que la hace conductora. Un **electrolito** es una sustancia que se disuelve en agua aportando iones. Fisiológicamente, los electrolitos cumplen funciones importantes, por ejemplo en la transmisión de impulsos nerviosos, la regulación de la presión sanguínea, o para mantener un gradiente osmótico entre el medio intra y extracelular. Las reacciones ácido-base (Unidad 9), de óxido-reducción (Unidad 10) y de precipitación (Unidad 11) son centrales en los procesos biológicos, como la regulación del pH de la sangre, la respiración celular o la fotosíntesis; en muchos de estos casos intervienen iones complejos (sección 8.1.2.8).

Hemos visto en los párrafos precedentes, en primer lugar, ejemplos de electrolitos formados por sustancias iónicas cuya disolución genera, en consecuencia, iones en la solución. La disolución de n moles por litro de cualquiera de estas sustancias iónicas generará $2n$ moles de iones por litro (por ejemplo el NaCl), o $3n$ (por ejemplo el CaCl_2), etc, dependiendo de la estequiometría de la sustancia iónica. Sin embargo, en algunas condiciones (como concentración muy alta de sal) los iones pueden asociarse en solución, por interacciones electrostáticas, generando “pares iónicos” o especies similares, reduciendo en consecuencia tanto el número de partículas totales generadas (como hemos visto en la unidad 6 al introducir el “factor i de Van’t Hoff”) como la concentraciones de iones capaces de transportar carga. En segundo lugar, hemos visto ejemplos de sustancias covalentes cuyas disoluciones acuosas generan iones, por disociación. Cuando el número de iones presentes por litro de solución coincide con el esperado por estequiometría (de la sustancia iónica, de la reacción de la sustancia covalente), hablamos de “electrolitos fuertes”; cuando es menor (por reacciones no completas en sustancias covalentes, por asociaciones electrostáticas de iones), hablamos de “electrolitos débiles”.

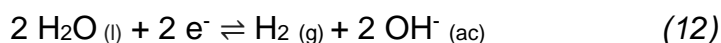
8.1.2.7. COMPORTAMIENTO DE IONES EN SOLUCIÓN - REDOX

En solución acuosa puede ocurrir, por ejemplo, una reacción genérica del estilo:



En donde al examinar los números de oxidación de las especies X e Y a ambos lados de la ecuación, podemos deducir que X ha “perdido” un electrón (se ha oxidado) e Y ha “ganado” un electrón (se ha reducido). Las especies iónicas, en solución, presentan diversas tendencias a ganar o perder electrones, y esas tendencias pueden racionalizarse, entre otras variables, a partir de las energías de solvatación de cada una de las especies, de las energías de ionización, afinidades electrónicas, etc, como se ejercitará en la Unidad 10. A veces, este tipo de reacciones pueden ocurrir en fase heterogénea, pudiendo participar un metal sólido, como por ejemplo un alambre de Cu que puede oxidarse aportando iones Cu^{+2} a la solución.

El agua también puede participar en las reacciones redox que ocurren en medio acuoso. En presencia de agentes reductores u oxidantes, el solvente mismo puede participar en las reacciones de óxido-reducción, como por ejemplo:



La ecuación 12 muestra que, al ocurrir una reacción redox en solución acuosa, si las condiciones fueran las correctas, podría participar el propio solvente en este tipo de reacciones. Es útil notar que, si en la reacción participan los oxhidrilos protones en solución, entonces podemos sospechar que de alguna manera puede modificarse el pH de la solución. Este tipo de consideraciones se abordarán con mayor profundidad en la Unidad 10.

8.1.2.8 COMPORTAMIENTO DE IONES EN SOLUCION - FORMACION DE IONES COMPLEJOS

Como vimos en la sección 8.1.2.4, los iones metálicos en solución se encuentran hidratados, rodeados normalmente de 4 o 6 moléculas de agua. Un ión hidratado es un caso particular de un *ión complejo* (o simplemente, complejo), una especie constituida por un ion metálico central y uno o más **ligandos** dispuestos alrededor que son moléculas o iones que disponen al menos de un par libre de electrones, como por ejemplo el $[Ni(H_2O)_6]^{2+}$ o el complejo $[Fe(H_2O)_5SCN]^{2+}$ estudiado en el laboratorio en la unidad 7.

Los iones complejos entre iones metálicos y un ligando se forman por interacciones que pueden describirse como interacciones entre un ácido y una base de Lewis. El ión metálico de carga positiva actúa como un ácido de Lewis y el ligando, con uno o más pares libres de electrones, actúa como una base de Lewis. Los iones de menor tamaño y mayor carga, como Cu^{2+} o Ru^{3+} son los que presentan una mayor tendencia a comportarse como ácidos de Lewis, y por lo tanto los que presentan mayor tendencia a formar iones complejos estables.

Como ejemplo de la formación de complejos, consideremos el agregado de amoníaco a una solución acuosa de alguna sal de Ni(II), por ejemplo de $NiCl_2$.

La solución acuosa de la sal contendrá las especies iónicas Cl^- (ac) y Ni^{2+} (ac); el “catión hidratado” será, en realidad, una especie de estequiometría y geometría bien definidas: el complejo octaédrico mencionado antes $[\text{Ni}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$. Como el amoníaco es una base más fuerte que el H_2O , el amoníaco agregado reemplazará a las moléculas de agua del ión hidratado formando $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$:

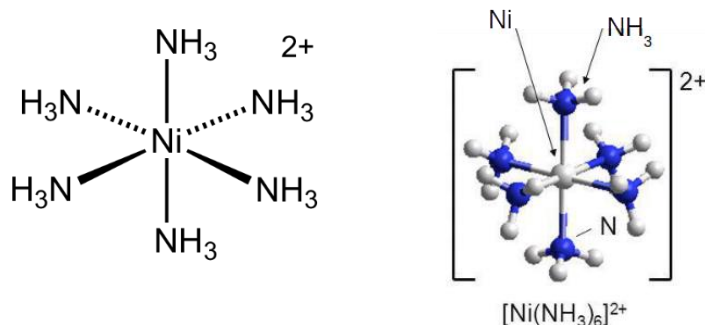
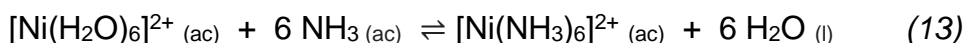


Figura 6. Dos representaciones del ión complejo $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$. El mismo puede obtenerse mediante adición de NH_3 a una solución de Ni^{2+} acuoso, en donde 6 moléculas de agua ocupan la función de ligando previo a ser desplazados por moléculas de NH_3

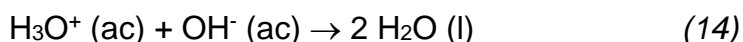
(hemos escrito la reacción en términos de un equilibrio; en ciertos casos, las constantes de equilibrio asociadas pueden ser suficientemente altas como para ser consideradas “cuantitativas” a determinados fines prácticos).

Esta reacción se encuentra acompañada por un notorio cambio de color de la solución, pasando de un color verdoso a un azul neto. Esta propiedad puede aprovecharse, por ejemplo, para la detección colorimétrica de un ión particular.

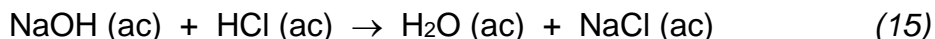
La formación de complejos es también de gran importancia en sistemas biológicos y de relevancia ambiental. Entre los primeros, podemos mencionar que varios iones metálicos tienen roles estructurales, funcionales y catalíticos y se encuentran incorporados en estructuras biológicas formando complejos, como el Fe^{2+} en la hemoglobina para el transporte de oxígeno o en el citocromo c en las reacciones de transferencia electrónica responsables de la respiración celular o el Zn^{2+} en las β -lactamasas que confieren resistencia a antibiótico a las bacterias. Entre los segundos, las estabildades de complejos determinan, por ejemplo, el flujo de materia en/entre algunos reservorios.

8.1.2.9 REACCIONES ACIDO-BASE EN SOLUCION ACUOSA

Como vimos en secciones anteriores, algunas sustancias covalentes reaccionan en forma completa con agua generando iones. Analizamos en detalle el caso de HI, cuyas soluciones acuosas consisten en iones yoduro (I^-) hidratados acompañados por una cantidad estequiométrica de iones hidronio (H_3O^+) hidratados. Mencionamos también que la disolución de NaOH (o KOH) genera en forma cuantitativa iones Na^+ (ac) (o K^+ (ac)) y una cantidad estequiométrica de iones OH^- (ac). Así, si se mezclan soluciones acuosas que contengan, respectivamente, NaOH y HCl (que se comporta en agua en forma similar al HI), se producirá cuantitativamente una reacción entre iones hidronio y iones oxhidrilo: la inversa de la descrita por la ec. (2):

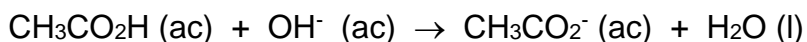


La mirada “macroscópica” de la situación que acabamos de describir consistiría en afirmar que la solución acuosa de NaOH reaccionó con la de HCl según la ecuación:



Sin embargo, la situación de los iones Cl^- en la solución acuosa de HCl, y la de los iones Na^+ en la solución acuosa de NaOH no se modifica tras la reacción entre H_3O^+ y OH^- : estaban, y siguen estando, como iones hidratados $\text{Na}^+(\text{ac})$ y $\text{Cl}^-(\text{ac})$. Por lo tanto, describir esta reacción ácido base a través de la ec. (14) permite enfatizar qué es lo que efectivamente se modificó a través de esa ecuación (*especies* intervinientes), más allá de las *sustancias* intervinientes como reactivos.

Las reacciones ácido-base que involucran sustancias covalentes moleculares que mayoritariamente permanecen como tales en solución acuosa (ej: ácido acético $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$, o bien NH_3 o HF con los que ejemplificamos antes) también pueden experimentar reacciones ácido-base prácticamente cuantitativas, como por ejemplo:



En la Unidad 9 analizaremos con mayor profundidad el carácter de “completa” / “en equilibrio” de c/u de estas reacciones. En una primera aproximación podemos adelantar que en la mayoría de los casos las constantes de equilibrio de estas reacciones son suficientemente altas como para ser consideradas “cuantitativas” a ciertos efectos prácticos, como las “titulaciones” (ver explicaciones en la introducción del TP de laboratorio y en los videos teóricos; ver ejemplos de aplicaciones en los problemas 3 a 7).

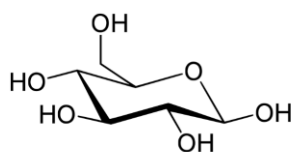
8.2. SERIE DE PROBLEMAS

8.2.1. Tipos de solutos y proceso de disolución.

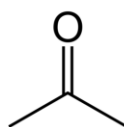
Problema 1 (Para resolver en forma autónoma)

Para las siguientes sustancias, identifique qué tipo de solutos constituyen (polar, no polar, iónico), prediga qué especies se formarán al disolverlas en agua, escriba la reacción de disolución, calcule la concentración final de cada especie para una solución 10^{-3} M del compuesto e indique si espera que dichas soluciones conduzcan la corriente eléctrica:

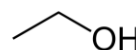
NaCl, Glucosa, EtOH, Acetona, I_2 , $CaCl_2$, O_2



Glucosa



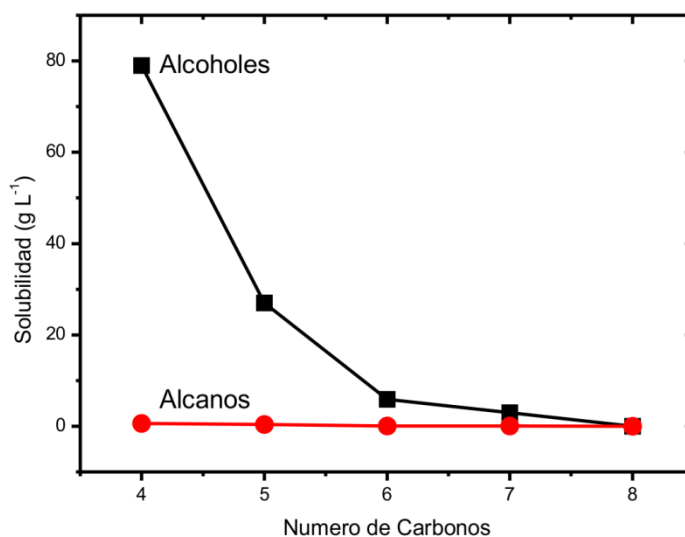
Acetona



Etanol

Problema 2 (Para resolver en forma autónoma)

En el siguiente gráfico puede observarse cómo varía la solubilidad de alcanos y alcoholes en función del largo de la cadena carbonada.



Teniendo en cuenta las interacciones presentes tanto en el soluto como en la solución, justifique las diferencias de solubilidad entre ambos tipos de sustancias. Indique por qué las mayores diferencias en solubilidades se presentan para los sistemas con bajo número de carbonos.

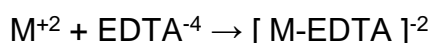
Link Video Explicación:

https://youtu.be/BZU0_f_lIdkI?t=2

8.2.2 Reacciones de iones en solución: Reacciones “completas” y determinación de concentraciones

Problema 3 – Complejometría (Puede requerir alguna guía extra, en clase)

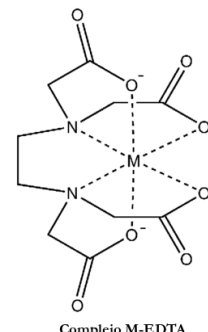
Una forma de determinar la concentración de iones metálicos en solución es a través de una titulación por formación de complejos con ácido etilendiaminetetraacético (EDTA), mediante la siguiente reacción:



Una muestra de 10,00 mL de una solución que contiene Ca^{+2} se tituló con 16,45 mL de una solución de EDTA 0,01 M.

¿Cuál es la concentración de molar de Ca^{+2} en la solución?

Rta: 0,01645 M



Complejo M-EDTA

Problema 4 – Ácido base (Puede requerir alguna guía extra, en clase)

Un estudiante encuentra un frasco de NaOH(s) que alguien dejó destapado. El hidróxido de sodio es higroscópico por lo cual quiere determinar cuánto NaOH existe realmente en la muestra humedecida. Para ello determina que, después de disolver 0,300 g del sólido en 50,00 mL de agua, se requieren 14,30 mL de HCl 0,50 M para titularlo. ¿Cuál es la pureza del NaOH expresada como % m/m?

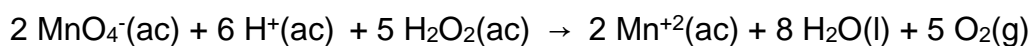
Rta: 95,3 % m/m

Problema 5 – Redox (Para resolver en forma autónoma)

Para determinar la concentración de H_2O_2 en una muestra se realizó una titulación con $KMnO_4$, siguiendo el siguiente protocolo:

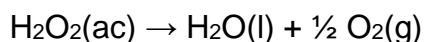
Se toman 10,00 mL de la muestra de H_2O_2 y se diluyen a 250 mL, (solución A). Posteriormente 25,00 mL de la solución A son titulados empleándose 22,40 mL de $KMnO_4$ 0,02 M.

La reacción que tiene lugar se presenta a continuación:



- (a) ¿Cómo se determina experimentalmente el volumen exacto de MnO_4^- por el cual se consume la totalidad del agua oxigenada (Punto Final)?
- (b) Calcule la concentración molar de H_2O_2 en la muestra.

Independientemente de la reacción descrita más arriba, el agua oxigenada descompone espontáneamente según:



Los envases comerciales de H_2O_2 describen la concentración de la solución empleando el término “Volúmenes”. El mismo se refiere a la cantidad de litros

de O₂(g) (medidos en CNPT) desprendidos por descomposición completa de 1L de solución de H₂O₂.

(c) Indique la concentración en Volúmenes del H₂O₂ empleada en el experimento de titulación con MnO₄⁻.

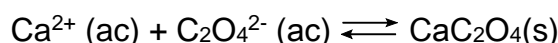
Link Video Explicación:

<https://youtu.be/Dr5XJSfC0U?t=1>

Problema 6 - Gravimetría (Para resolver en forma autónoma)

La caliza es una roca sedimentaria compuesta mayoritariamente por calcita (CaCO₃) aunque frecuentemente presenta trazas de magnesita (MgCO₃) y otros carbonatos. En busca de determinar el porcentaje de calcio de una muestra de piedra caliza se realizó el siguiente experimento:

- Se disolvieron 0,7554 g de piedra caliza en medio ácido y se precipitó cuantitativamente el calcio presente en la misma empleando iones oxalato.



- Se calcinó la muestra a 500°C transformando todo el oxalato de calcio en carbonato de calcio.



- Se pesó el carbonato formado obteniendo una masa de 0,3015 g.

¿Cuál es el porcentaje de calcio en la muestra de piedra caliza?

Link Video Explicación:

<https://youtu.be/-wQ2dl191G4?t=2>

8.2.3. Equilibrios en solución acuosa: Solubilidad / Precipitación

Problema 7 (Puede requerir alguna guía extra, en clase)

El proceso químico asociado a la disolución del Mg(OH)₂(s) en agua se describe a continuación:



Una vez establecido el equilibrio se obtienen los siguientes resultados que resultan de agregar Mg(OH)₂ sólido a 10,0 L de agua a 25 °C:

Masa de Mg(OH)_2 agregado / g	Número de moles de Mg(OH)_2 agregado / mol	Concentración de $[\text{Mg}^{2+}]$ en solución / M	Concentración de $[\text{OH}^-]$ en solución / M	Masa de Mg(OH)_2 sin disolver / g
0,00963	$1,65 \times 10^{-4}$	$1,65 \times 10^{-5}$	$3,30 \times 10^{-5}$	0,00000
0,04815	$8,26 \times 10^{-4}$	$8,26 \times 10^{-5}$	$1,65 \times 10^{-4}$	0,00000
0,09590	$1,64 \times 10^{-3}$	$1,64 \times 10^{-4}$	$3,29 \times 10^{-4}$	0,00000
0,09630	$1,65 \times 10^{-3}$	$1,65 \times 10^{-4}$	$3,30 \times 10^{-4}$	0,00000
0,09700	$1,66 \times 10^{-3}$	$1,65 \times 10^{-4}$	$3,30 \times 10^{-4}$	0,00070
0,10000	$1,71 \times 10^{-3}$	$1,65 \times 10^{-4}$	$3,30 \times 10^{-4}$	0,00370
0,15000	$2,57 \times 10^{-3}$	$1,65 \times 10^{-4}$	$3,30 \times 10^{-4}$	0,05370
0,20000	$3,43 \times 10^{-3}$	$1,65 \times 10^{-4}$	$3,30 \times 10^{-4}$	0,10370

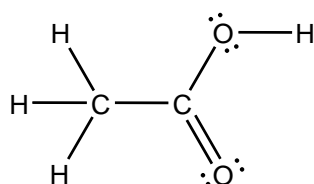
En base a los resultados de la tabla, responda las siguientes preguntas:

- (a) Cuando se agregan $8,26 \times 10^{-4}$ moles de Mg(OH)_2 :
- ¿Por qué es $[\text{Mg}^{2+}] = 8,26 \times 10^{-5} \text{ M}$?
 - ¿Por qué es $[\text{OH}^-] = 1,65 \times 10^{-4} \text{ M}$?
- (b) Cuando se agregan 0,20000 g de Mg(OH)_2 , ¿cuántos gramos se disuelven?
- (c) Cuando se agregan 0,09700 g de Mg(OH)_2 , ¿cuántos gramos se disuelven?
- (d) De acuerdo a la tabla, cuál es el máximo número de moles de Mg(OH)_2 que pueden ser disueltos en 10,0 L de agua?, y en 1,0 L de agua?
- (e) De acuerdo a los resultados de la pregunta (d), ¿cuál es el valor máximo para el producto: $[\text{Mg}^{2+}] \times [\text{OH}^-]^2$?
- (f) ¿Es posible que en algún caso el valor de $[\text{Mg}^{2+}] \times [\text{OH}^-]^2$ sea menor que el que obtuvo en la respuesta (e)? Explique.

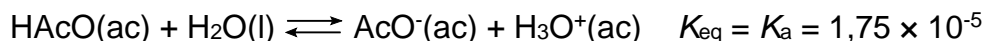
8.2.3. Equilibrios en solución acuosa: Ácido-Base

Problema 8 (Para resolver en forma autónoma)

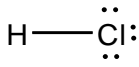
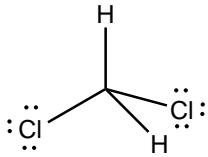
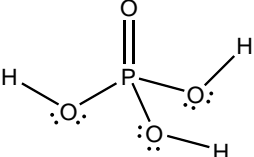
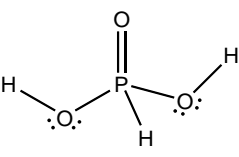
El ácido acético posee la fórmula molecular CH_3COOH (HAcO) y su estructura electrónica puede describirse mediante la siguiente estructura de Lewis:



A pesar de que esta molécula contiene 4 Hidrógenos, sólo uno de ellos es ácido, y puede ser sustraído por el solvente, según



- Analice la polaridad de los enlaces químicos, las interacciones intermoleculares presentes en una solución acuosa de ácido acético, e indica cuál de los hidrógenos de esta molécula es capaz de disociar y transferirse al solvente.
- Describa la estructura electrónica del ión acetato (AcO^-) empleando estructuras de Lewis.
- Escriba la expresión para la constante de equilibrio de esta reacción.
- Analice las siguientes especies moleculares e indique si las mismas contienen hidrógenos ácidos.

HCl	CH_2Cl_2	H_3PO_4	H_3PO_3
			

Link Video Explicación: <https://youtu.be/MIvjXm3-4IE>

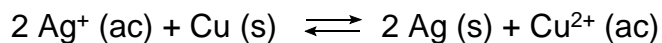
8.2.4 Reacciones de óxido – reducción

Problema 9 - Números de oxidación (Puede requerir alguna guía extra, en clase)

- Indique el número de oxidación de cada elemento en los siguientes compuestos:
 - NaCl (cloruro de sodio)
 - CaCl_2 (cloruro de calcio)
 - H_2SO_4 (ácido sulfúrico)
 - $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ (dicromato de potasio)
 - K_2CrO_4 (cromato de potasio)
 - MnCl_2 (cloruro de manganeso)
 - KMnO_4 (permanganato de potasio)
- Indique cuáles de las siguientes reacciones son redox:
 - $\text{BaCl}_2(\text{ac}) + \text{Na}_2\text{SO}_4(\text{ac}) \rightarrow 2 \text{NaCl}(\text{ac}) + \text{BaSO}_4(\text{s})$
 - $\text{C}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightarrow \text{CO}(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g})$
 - $4 \text{H}_2\text{O}_2(\text{ac}) + \text{PbS}(\text{s}) \rightarrow \text{PbSO}_4(\text{s}) + 4 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
 - $10 \text{HNO}_3(\text{ac}) + \text{I}_2(\text{s}) \rightarrow 2 \text{HIO}_3(\text{ac}) + 10 \text{NO}_2(\text{g}) + 4 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
 - $2 \text{FeBr}_2(\text{ac}) + \text{Br}_2(\text{l}) \rightarrow 2 \text{FeBr}_3(\text{ac})$
 - $\text{KCl}(\text{s}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{ac}) \rightarrow \text{KHSO}_4(\text{ac}) + \text{HCl}(\text{g})$

Problema 10 – Equilibrio redox en solución acuosa: (Para resolver en forma autónoma)

La reacción siguiente tiene una constante de equilibrio $K_c = 3,7 \cdot 10^{15}$ a 25 °C:



Si en un recipiente se pusiera una chapa de cobre en contacto con una solución acuosa 0,01 M en Ag^+ y 0,0001 M en Cu^{2+} . ¿Se produciría alguna reacción? ¿Qué señal/es macroscópica/s se apreciaría/n en caso afirmativo?

8.3 TRABAJO PRÁCTICO: EQUILIBRIOS EN SOLUCIÓN ACUOSA

8.3.1. OBJETIVOS

- Reconocer algunas reacciones de equilibrio químico en solución tales como el equilibrio ácido-base, el equilibrio de formación de iones complejos y el equilibrio de óxido-reducción.
- Interpretar cualitativamente señales observadas en términos de las reacciones químicas que hayan tenido lugar.
- Determinar cuantitativamente la concentración de un analito en solución.
- Observar e interpretar cualitativamente el efecto de distintos factores en equilibrios en solución acuosa.
- Reafirmar los conocimientos de estequiometría, diluciones y cambio de unidades de concentraciones.

8.3.2 INTRODUCCION:

Las reacciones químicas que pueden ocurrir en solución acuosa pueden ser agrupadas en cuatro tipos, que hemos analizado en las secciones 8.1.2 y 8.2:

- Reacciones ácido base.
- Reacciones de óxido reducción.
- Reacciones de precipitación.
- Reacciones de formación de complejos.

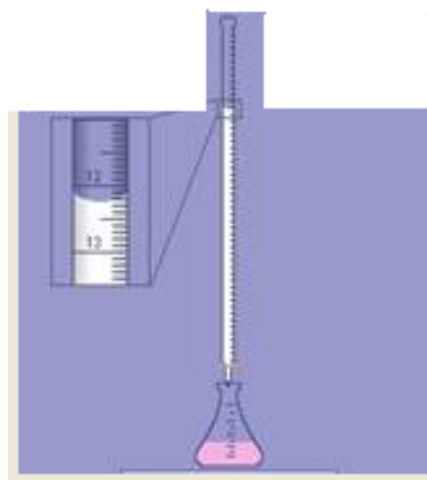
En la primera parte del trabajo práctico llevaremos a cabo y analizaremos algunas reacciones específicas de los primeros 3 tipos: ácido-base, precipitación y óxido-reducción (hemos formado un complejo en solución acuosa en el TP7). Enfatizaremos la observación de señales y su interpretación. En la segunda parte, utilizaremos algunas reacciones en un contexto de análisis químico, para determinar la concentración de sustancias en muestras comerciales, a través de la técnica denominada “titulación”.

Consideraciones Generales sobre Titulaciones.

La titulación es una de las técnicas más comunes en la química analítica para la determinación de la concentración de sustancias en solución. El conocimiento de esta técnica es esencial en el laboratorio químico.

En el procedimiento de titulación, una solución de concentración exactamente conocida se agrega en forma gradual a un volumen medido de otra solución cuya concentración se desea determinar, hasta que la reacción química entre las dos soluciones se complete. Por ejemplo, dada una solución ácida, puede determinarse su concentración midiendo el volumen requerido de una solución básica de concentración conocida (solución titulante) para neutralizarla (titulación ácido-base). La concentración de la solución titulante a su vez se determina titulándola contra una sustancia patrón de un alto grado de pureza (valoración). Para reconocer el punto final de la titulación se suele utilizar un indicador que cambie de color cuando se ha llegado al final de la titulación.

La Figura que se presenta a continuación muestra el montaje adecuado para llevar a cabo un proceso de titulación ácido-base. Para que este procedimiento sea reproducible no solo es importante que lo lleve a cabo el mismo operador sino que el llenado de la bureta con la solución de titulante sea el adecuado. Esto significa no sólo que no haya burbujas en el vástago de la bureta sino que también el enrase del menisco (superficie de líquido expuesta) sea siempre llevado a cabo del mismo modo.



Izquierda: Montaje experimental para una titulación. Derecha: Enrase de menisco.

En este trabajo práctico se realizarán dos titulaciones:

- 1- Titulación Redox de una muestra de agua oxigenada, empleando permanganato de potasio como titulante.
- 2- Titulación Ácido-Base de una muestra comercial de vinagre, empleando hidróxido de sodio como titulante y fenolftaleína como indicador.

Su JTP le indicará si debe llevar las dos titulaciones o una, y si debe o no trabajar por duplicado.

8.3.3 PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL

8.3.3.1 Ensayos cualitativos

- i) En un tubo de ensayos coloque aproximadamente 2 cm³ de solución de Na₂CO₃ 0,1 M. Agregue lentamente gotas de HCl 1M. Anote los cambios observados.
- ii) Coloque, en un tubo de ensayos, 3 mL de Zn(NO₃)₂ 0,1 M + una chapita o alambre de cobre pulido y brillante. En otro tubo, coloque 3 mL de CuSO₄ 0,1 M + una chapita o granalla de cinc pulida. Vaya observando cada tubo cada tanto, a lo largo de media hora. Agite frecuentemente. Anote las señales que observa.

- iii) Tome un tubo de ensayos y vierta en él 0,5 mL de solución de NaCl 0,1 M. Agregue unas gotas de solución de AgNO₃ 0,1 M y observe. En otro tubo vierta 0,5 mL de NaCl 0,2 M y agregue unas 10 gotas de solución de NaNO₃ 0,2 M. Anote la/s señal/es que aprecia en aquel/los tubo/s en que se registran cambios. En base al conjunto de la información recogida, infiera a qué corresponden las señales detectadas.
- iv) En un tubo de ensayos coloque 1 mL de solución de Na₂SO₄ 0,1 M. Agregue unas gotas de solución de CaCl₂ 1 M y observe e interprete.
- v) Coloque en un tubo de ensayos 1 mL de solución 10⁻³ M de Pb(NO₃)₂, y agregue gota a gota una solución 0,1 M de KI hasta la aparición de precipitado. Agite con varilla para homogeneizar. Caliente suavemente hasta disolución total. Deje enfriar en gradilla y verifique la recristalización (reprecipitación). Describa todos los cambios observados.

8.3.3.2 Determinaciones cuantitativas

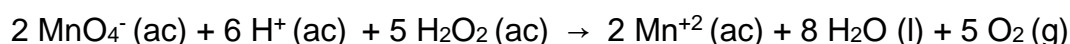
8.3.3.2.1. Permanganimetría: Valoración de una solución comercial de peróxido de hidrógeno

El “agua oxigenada” es utilizada en forma cotidiana como desinfectante, decolorante, etc. Consiste en una solución acuosa de peróxido de hidrógeno (H₂O₂), habitualmente con concentraciones “10 volúmenes”, “30 volúmenes”, etc. (en las pag. 12 y 13 se explica el significado de esta expresión).

Metodología

Determinaremos la concentración de una muestra comercial de agua oxigenada, a través de una titulación redox con KMnO₄. En otras palabras, llevaremos a cabo experimentalmente la situación planteada en el problema 2 (sección 8.2).

La reacción que tiene lugar se presenta a continuación:



Procedimiento experimental

1. Tome 10,00 mL de la solución de peróxido de hidrógeno (H₂O₂) provista como muestra y transfírelas a un matraz aforado de 250,0 mL. Lleve a volumen con agua destilada.
2. Cargue la bureta con la solución de permanganato de potasio (KMnO₄) aproximadamente 0,02 M (la concentración exacta se le informará durante la práctica).
3. Tome 25,00 mL de la solución diluida y transfíralos a un Erlenmeyer de 250 mL. Agregue 10 mL de solución de ácido sulfúrico 1+8 y homogeneice bien la solución.

4. Titule la solución resultante con solución de permanganato de potasio 0,02 M. Agregue la solución titulante lentamente, **especialmente al comienzo**, y espere a que desaparezca el color antes de continuar el agregado. Continúe hasta el punto final (rosado leve, permanente por al menos 30 segundos).

8.3.3.2.2: Determinación por titulación de la concentración de ácido acético en vinagre de alcohol

El vinagre de alcohol es esencialmente una solución de ácido acético en agua. El ácido acético (CH_3COOH , escriba la fórmula desarrollada; ¿cuál es el hidrógeno ácido?) es un ácido monoprótico cuya masa molar es $60 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Metodología

Se determinará la concentración de ácido acético en vinagre a través de una titulación ácido-base empleando como titulante hidróxido de sodio (NaOH) 0,1 M y fenolftaleína como indicador.

Procedimiento experimental

1. Mida 2,00 mL de vinagre de alcohol con una pipeta aforada y colóquelo en un Erlenmeyer de 125 mL.
2. Agregue 50 mL de agua y 5 gotas de solución de fenolftaleína.
3. Titule con una solución valorada de NaOH 0,1 M hasta viraje del indicador.
4. Calcule la concentración del ácido acético en el vinagre expresada como % m/v.

Nota: El titulante se encontrará valorado, esto es, habrá sido previamente titulado con una solución de patrón primario de concentración conocida, de manera de lograr una mayor exactitud en el dato de concentración del mismo. Se introduce, pues, el factor f , número generalmente cercano a la unidad, tal que:

$$C_{\text{real}} = C_{\text{nominal}} \times f$$

siendo C_{real} la concentración molar real del titulante y C_{nominal} la molaridad deseada de NaOH (en el caso presente $C_{\text{nominal}} = 0,1 \text{ M}$). El factor f será suministrado por los docentes.

8.3.3.4 PREGUNTAS PARA AFIANZAR LOS CONCEPTOS (se sugiere discutir las en grupo)

- 1) ¿Por qué, a diferencia de la titulación del vinagre, en la permanganimetría no es necesario agregar ningún indicador?
- 2) ¿Por qué se agrega ácido (sulfúrico) en la titulación de agua oxigenada con permanganato?
- 3) Si durante la titulación de cualquiera de las dos muestras comerciales algunas gotas de titulante cayeran contra la pared del Erlenmeyer, sin alcanzar la solución que se está titulando, y sin que el/la laboratorista advirtiera la situación, ¿la concentración calculada sería mayor, menor o igual que si no se cometiera ese error?
- 4) ¿Qué error se introduciría en una titulación si una burbuja de aire quedara atrapada en el vástago de la bureta y desapareciera durante la titulación?
- 5) Imagine la siguiente situación y responda las preguntas formuladas al final:

En un laboratorio de análisis se recibe una muestra de vinagre blanco comercial, para verificar que el contenido de ácido acético se ajuste a lo que declara la etiqueta del producto. La Jefa del Laboratorio encarga a dos analistas (A y B), que lleven a cabo dicha determinación en forma paralela, siguiendo el mismo protocolo que utilizamos para este TP. Ambos analistas siguen adecuadamente el protocolo experimental, toman el NaOH (ac) de la misma botella (en cuya etiqueta figura $f = 1,02$), y consumen el mismo volumen de titulante: 16,4 mL. Sin embargo, informan resultados diferentes:

Analista A: 0,19 %

Analista B: 5,0 %

Sorprendida por la gran diferencia entre los resultados, la Jefa decide revisar las anotaciones de laboratorio de cada analista, que se muestran a continuación:

Analista A	$C_{\text{NaOH}} = 0,102 \text{ M} \quad \left \begin{array}{l} \rightarrow n_{\text{NaOH}} = C_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}} = 0,102 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,0164 \text{ L} \\ \Rightarrow n_{\text{NaOH}} = 1,67 \cdot 10^{-3} \text{ moles} \end{array} \right.$ $\text{esteg: } \text{NaOH(ac)} + \text{HAc(ac)} \rightarrow \text{H}_2\text{O(l)} + \text{NaAc(ac)} \Rightarrow n_{\text{NaOH}} = n_{\text{AcOH}}$ $\Rightarrow n_{\text{AcOH}} = 1,67 \cdot 10^{-3} \text{ moles}$ $C_{\text{AcOH}} = \frac{n_{\text{AcOH}}}{V_T} = \frac{1,67 \cdot 10^{-3} \text{ moles}}{2,00 \text{ mL} + 50 \text{ mL}} = \frac{1,67 \cdot 10^{-3} \text{ moles}}{52 \cdot 10^{-3} \text{ L}} = 0,032 \text{ M}$ $M_{\text{rAcOH}} = 60,05 \text{ g/mol} \Rightarrow 0,032 \text{ M} \equiv 1,9 \text{ g/L} \Rightarrow \boxed{C_{\text{HAc}} = 0,19 \%}$
Analista B	$C_{\text{NaOH}} = 0,102 \text{ M} \quad \left \begin{array}{l} \rightarrow n_{\text{NaOH}} = C_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}} = 0,102 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,0164 \text{ L} \\ \Rightarrow n_{\text{NaOH}} = 1,67 \cdot 10^{-3} \text{ moles} \end{array} \right.$ $\text{esteg: } \text{NaOH(ac)} + \text{HAc(ac)} \rightarrow \text{H}_2\text{O(l)} + \text{NaAc(ac)} \Rightarrow n_{\text{AcOH}} = n_{\text{NaOH}}$ $\Rightarrow n_{\text{AcOH}} = 1,67 \cdot 10^{-3} \text{ moles}$ $C_{\text{AcOH}} = \frac{n_{\text{AcOH}}}{V_{\text{AcOH}}} = \frac{1,67 \cdot 10^{-3} \text{ moles}}{2,00 \text{ mL}} = \frac{1,67 \cdot 10^{-3} \text{ moles}}{2,00 \cdot 10^{-3} \text{ L}} = 0,835 \text{ M}$ $M_{\text{rAcOH}} = 60,05 \text{ g/mol} \Rightarrow 0,835 \text{ M} \equiv 50,1 \text{ g/L} \Rightarrow \boxed{C_{\text{HAc}} = 5,0 \%}$

- ¿Qué analista está informando el resultado correcto?
- ¿Qué error cometió el otro analista? Explique brevemente.

8.4. MODELO DE INFORME

Turno:

Comisión:

Integrantes:

Objetivos:

.....

.....

.....

8.3.3. 1 Ensayos cualitativos

Experiencia i.

Reactivos utilizados:

.....

Aspecto físico de los Reactivos (estado físico, color, etc):

.....

Señales detectadas:

.....

Interpretación de las señales (ej.: productos formados):

.....

Reaccion/es química/s que ha/n tenido lugar:

.....

.....

Experiencia ii.

Reactivos utilizados:

.....

Aspecto físico de los Reactivos (estado físico, color, etc):

.....

Señales detectadas:

.....

Interpretación de las señales (ej.: productos formados):

.....

Reaccion/es química/s que ha/n tenido lugar:

.....

.....

Experiencia iii.

Reactivos utilizados:

.....

Aspecto físico de los Reactivos (estado físico, color, etc):

.....

Señales detectadas:

.....

Interpretación de las señales (ej.: productos formados):

.....

Reaccion/es química/s que ha/n tenido lugar:

.....

.....

Experiencia iv.

Reactivos utilizados:

.....

Aspecto físico de los Reactivos (estado físico, color, etc):

.....

Señales detectadas:

.....

Interpretación de las señales (ej.: productos formados):

.....

Reaccion/es química/s que ha/n tenido lugar:

.....

.....

Experiencia v.

Reactivos utilizados:

.....

Aspecto físico de los Reactivos (estado físico, color, etc):

.....

Señales detectadas:

.....

Interpretación de las señales (ej.: productos formados):

.....

Reacción/es química/s que ha/n tenido lugar:

.....

.....

8.3.3.2 Determinaciones cuantitativas

8.3.3.2.1. Permanganimetría: Valoración de una solución comercial de peróxido de hidrógeno

Concentración de la solución de KMnO_4 : M

Escriba la/s reacción/es balanceada/s involucrada/s en la titulación:

Volumen de solución de KMnO_4 (en mL) utilizado	<input type="text"/>
--	----------------------

Indique en el siguiente cuadro los cálculos necesarios para determinar la concentración (M) del peróxido de hidrógeno analizado:

Concentración de la solución de H_2O_2 de partida: M

Históricamente, la concentración de las soluciones comerciales de peróxido de hidrógeno (conocidas como agua oxigenada) se expresa en **volúmenes**. Una muestra de agua oxigenada de “**X volúmenes**” es aquella que, al descomponerse por dismutación todo el peróxido de hidrógeno contenido en 1 litro de solución, libera X litros de O_2 , medidos en CNPT (el oxígeno el único gas producido en la reacción; el otro producto es agua).

Escriba la reacción balanceada que corresponde a la dismutación del peróxido de hidrógeno en solución acuosa.

Indique en el siguiente cuadro los cálculos que siguió para determinar la concentración *en volúmenes* del peróxido de hidrógeno analizado:

Concentración de la solución de H_2O_2 de partida: vol.

8.3.3.2.2 Determinación por titulación de la concentración de ácido acético en vinagre

	Valor
Volumen de muestra / mL	
Concentración de la solución NaOH / M	
Factor Volumétrico NaOH	
Indicador empleado	
Volumen NaOH utilizado / mL	
% m/V de ácido acético en vinagre	

Discusión y Conclusiones, incluyendo comparación con la concentración declarada en el envase

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....