



UNIVERSIDAD NACIONAL AUTÓNOMA DE MÉXICO
FACULTAD DE QUÍMICA

365 días de divulgación de la Química: ¡Un calendario!

TESIS

**QUE PARA OBTENER EL TÍTULO DE:
QUÍMICA DE ALIMENTOS**

PRESENTA:

Jessica Alejandra Murillo Tapia

DIRECTOR DE TESIS:

Miguel Reina Tapia





Universidad Nacional
Autónoma de México



UNAM – Dirección General de Bibliotecas
Tesis Digitales
Restricciones de uso

DERECHOS RESERVADOS ©
PROHIBIDA SU REPRODUCCIÓN TOTAL O PARCIAL

Todo el material contenido en esta tesis esta protegido por la Ley Federal del Derecho de Autor (LFDA) de los Estados Unidos Mexicanos (México).

El uso de imágenes, fragmentos de videos, y demás material que sea objeto de protección de los derechos de autor, será exclusivamente para fines educativos e informativos y deberá citar la fuente donde la obtuvo mencionando el autor o autores. Cualquier uso distinto como el lucro, reproducción, edición o modificación, será perseguido y sancionado por el respectivo titular de los Derechos de Autor.

JURADO ASIGNADO

Presidente: ARMANDO MARÍN BECERRA

Vocal: HÉCTOR GARCÍA ORTEGA

Secretario: MIGUEL REINA TAPIA

1 er. Suplente 1: DANIELA FRANCO BODEK

2° Suplente: ALEXIS GONZÁLEZ DULZAIDEZ

SITIO DONDE SE DESARROLLÓ EL TEMA: Departamento de Química Inorgánica y Nuclear, Facultad de Química, Universidad Nacional Autónoma de México, Ciudad de México, México.

ASESOR DEL TEMA:
Miguel Reina Tapia

SUSTENTANTE:
Jessica Alejandra Murillo Tapia

Índice

Índice	1
Resumen	2
Introducción	3
• La ciencia y sus características	3
• La relación entre ciencia y sociedad	5
• Divulgación y percepción de la ciencia	7
• La percepción de la ciencia en la CDMX	8
• Tiempo: magnitud física, unidad de medida	9
• El tiempo y la vida	10
• Historia del calendario	11
• Calendarios modernos: prejuliano o romano original	15
• Calendario juliano	16
• Calendario gregoriano	16
• Calendarios mayas	17
• Características básicas de los calendarios	19
Antecedentes	20
• Enseñanza lúdica como estrategia para mejorar el desempeño académico	20
• Calendarios de la Universidad Nacional Autónoma de México	20
• Olimpiada de Matemáticas	21
• Proyecto Calendario Matemático, un reto diario	22
• Divulgación de las matemáticas para el público general a través del calendario	22
• Colaboradores	23
Hipótesis	24
Objetivo general	25
Objetivos particulares	25
Metodología	26
• Confección de ejercicios	26
• Categorización temática y producción del calendario	27
Resultados	29
• El calendario como producto terminado	30
• Respuestas cortas	38
• Resolución de los ejercicios	43
Conclusión	240
Referencias bibliográficas	241

Resumen

La Universidad Nacional Autónoma de México (UNAM) centra sus esfuerzos en tres grandes rubros de interés: la docencia, la investigación y la divulgación, y la Facultad de Química no es una excepción.

En este contexto, uno de los compromisos más importantes de la Facultad de Química con la sociedad mexicana es formar recursos humanos de excelencia preparados para afrontar los retos que el país debe solucionar a corto, mediano y a largo plazo en los diferentes ámbitos de la química. En este sentido, formar profesionales y docentes de excelencia, con una visión moderna y capaces de transmitir los conocimientos a generaciones de nuevos estudiantes es crucial para el desarrollo de la química como motor de cambio de nuestra sociedad.

Asimismo, la divulgación de la química es una tarea importante para cambiar el paradigma preestablecido y la visión peyorativa que muchas veces se tiene de esta ciencia en la sociedad. Acercar la química al público en general y más precisamente a los estudiantes de los últimos años del bachillerato es necesario para cambiar esta percepción, al tiempo que fomentar su estudio. Una de las fallas más importantes de la educación tradicional es la poca motivación que tienen los estudiantes en general, por lo que muchas veces la escuela y el aprendizaje se convierten en algo tedioso y aburrido.

Considerando lo anterior, esta tesis plantea la generación de dos calendarios basados en la logística semestral de la UNAM para el año 2024 con un total de 173 ejercicios de química, para que sirva como una herramienta de estudio durante el semestre para los estudiantes de la Facultad de Química, pero también para el público en general, especialmente para los estudiantes del último año de bachillerato que estén considerando estudiar algunas de las carreras de la FQ. De esta forma el calendario propuesto se convierte en material de apoyo al proceso de enseñanza-aprendizaje y un instrumento de divulgación de la Química.

Introducción

Este trabajo se centra en tres ejes principales: el primero estudia la relación que existe entre la ciencia y la sociedad y el círculo virtuoso que, en teoría, debería establecerse entre ambas, para luego discutir a grandes rasgos cuál es la percepción de la ciencia en la sociedad, y cuál debe ser el papel de la divulgación científica para modificar, no solo esa percepción, sino también la relación entre la ciencia y la sociedad. El segundo eje se enfoca en el tiempo como magnitud física y como un aspecto del desarrollo del ser humano a lo largo de la historia. El último, se enfoca en una breve descripción histórica de los diferentes calendarios como herramientas de medición del tiempo.

La ciencia y sus características

La Real Academia Española define a la ciencia como el conjunto de conocimientos obtenidos mediante la observación y el razonamiento, sistemáticamente estructurados y de los que se deducen principios y leyes generales con capacidad predictiva y comprobables experimentalmente (RAE, 2022).

Acerca de la ciencia, Burgos comenta que para Aristóteles (384 a.C-322 a.C., Figura 1), la ciencia es el conocimiento sobre el que tiene que estructurarse todo saber; por esta razón, la explicación científica solo se consigue cuando se deducen enunciados sobre fenómenos o propiedades a partir de sus principios explicativos (Burgos *et al.*, 2020). Esto quiere decir que, en la antigua Grecia, la ciencia no era experimental sino axiomática, y que los fenómenos se deducían con base en explicaciones lógicas. Llama la atención que esto es contrario a lo que hoy se lleva a cabo, es decir, la experimentación como eje central del quehacer científico.

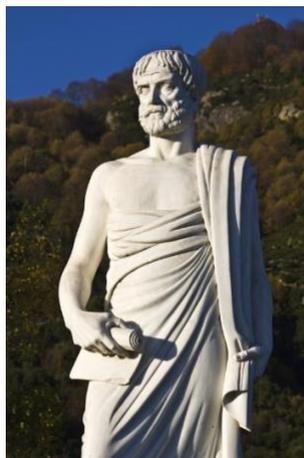


Figura 1. Aristóteles (384 a.C.-322 a.C.)

Según Cantú, la ciencia puede definirse como un sistema de ideas y acontecimientos sistemáticos, verificables y racionales de expresiones y fenómenos que se generan en la naturaleza. La ciencia está relacionada con la experiencia, actividad y comprensión de cada persona y una de sus grandes virtudes es que tiene una capacidad predictiva muy importante, ya que permite explicar y corroborar distintos fenómenos (Cantú, 2010). En este sentido, la ciencia es una actividad humana creativa, cuyo objetivo es la comprensión de la naturaleza, y que tiene como resultado el conocimiento que se obtiene a través de un método organizado, que aspira a alcanzar el mejor consenso; es decir, el acuerdo adoptado por mutuo consentimiento entre todos los miembros de un grupo, en este caso la comunidad científica, definida como una colectividad de expertos en un área particular del conocimiento. De esta manera queda explícito el carácter social de la ciencia.

Los componentes principales de la ciencia son la creatividad, la comprensión de la naturaleza, el conocimiento, el método científico, la deducción y el consenso generalizado de expertos en el área (Pérez, 2009). El método científico consiste en una serie de pasos o etapas para adquirir conocimientos nuevos de forma rigurosa, ordenada y progresiva. Estas etapas se basan en la observación de un sistema de estudio, el planteamiento de un problema que lo involucre, la generación de una o varias hipótesis acerca del comportamiento del sistema al llevarse a cabo sobre este una acción determinada, la experimentación —es decir, la puesta en práctica de la acción sobre el sistema—, el análisis y la interpretación de los resultados obtenidos con la experimentación, la conclusión que de la experimentación se desprende y, el último aspecto —de fundamental importancia en el oficio científico—, la divulgación de conocimiento. De esta manera, el método científico incluye todas las etapas de la actividad científica, desde la gestación del problema hasta la difusión del resultado (Asensi y Parra, 2002; Otzen *et al.*, 2017). En la Figura 2 se presentan esquemáticamente los pasos del método científico.

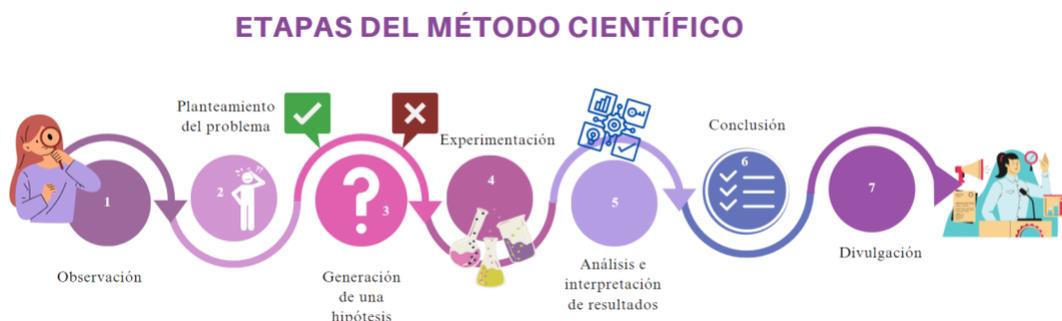


Figura 2. Etapas del método científico.

Además, Martínez y García explican que la ciencia es una actividad humana que tiene como objetivo final mejorar la calidad de vida de las personas. Desde la

Antigüedad, la curiosidad ha sido una constante que ha estimulado la reflexión y el proceso de aprendizaje a través de la prueba y error, es decir que la ciencia se construyó sobre todo a través de la experimentación (Martínez y García, 2010). En consecuencia, la ciencia permite, a partir de la curiosidad y de las ideas, la observación y la experimentación; la comprensión de la naturaleza de las cosas y del mundo que nos rodea, y así se genera un conocimiento que repercute positivamente en la sociedad, a tal punto que a la ciencia se le considera un motor de transformación, que mejora de manera sistemática la calidad y la esperanza de vida de los seres humanos.

La relación entre ciencia y sociedad

Una vez definida la ciencia como una actividad humana de generación de conocimiento es importante relacionarla con la sociedad, esto implica que la ciencia no puede comprenderse e incluso existir sin una sociedad que la cobije. La sociedad incluye un conjunto de personas, pueblos y naciones que conviven bajo normas comunes. Se trata de agrupaciones naturales o pactadas de personas organizadas para cooperar en la consecución de determinados fines, como la supervivencia y la calidad de vida. Anthony Giddens (1938-) define la sociedad como un sistema de interrelaciones donde se vinculan las personas sometidas a determinados sistemas de autoridad y política, que viven en un territorio y pueden distinguirse de cualquier otro grupo que los rodee (Giddens, 2000). Para el sociólogo, pedagogo y filósofo francés Émile Durkheim (1858-1917, Figura 3), la sociedad es un foco intenso de actividad intelectual y moral, cuya influencia se extiende lejos. De las acciones y reacciones que intercambian los individuos, se crean nuevas mentalidades en donde la ciencia puede florecer, algo que no ocurriría si los individuos vivieran aislados (Simbaña, 2017). A partir de estas sencillas definiciones de sociedad, se pone de manifiesto que la ciencia es una actividad primordialmente social y, por lo tanto, debe ser divulgada.

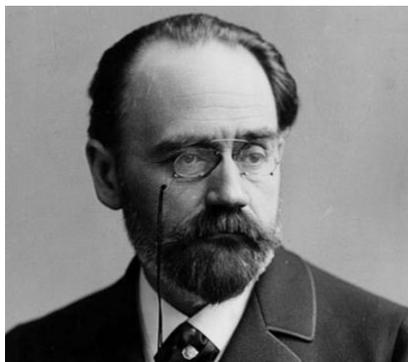


Figura 3. Émile Durkheim (1858-1917)

Con respecto a la sinergia que se establece entre la ciencia y la sociedad, es importante mencionar que el contexto social y el marco de valores sociales son, o deberían ser, independientes de las prácticas científicas, pues se trata *a priori* de una actividad objetiva que busca formular enunciados veraces e independientes del marco de referencia social (Fernández y Rodríguez, 2021). Así, la sociedad sostiene y mantiene a la ciencia, y esta representa un medio idóneo para satisfacer los valores de desarrollo cultural, de bienestar, equidad y justicia social, entendida esta última como la satisfacción de las necesidades básicas de todos los miembros de una sociedad.

La ciencia, entonces, debe verse como una interacción social entre el conjunto de la sociedad y el conjunto de las actividades de los científicos (Guevara *et al.*, 2013). Los científicos reconocen que la ciencia no debe considerarse como un ente aislado, puesto que coadyuva en la búsqueda y puesta en práctica de soluciones a problemas sociales que incluyen la economía, la salud y la educación de un país, por mencionar algunos (Olivé, 2007). Por este motivo, Olivé sostiene que, debido a su gran trascendencia en la sociedad, las comunidades científicas deben recibir apoyo. Esto significa que, desde los gobiernos, se debe apoyar a los institutos y centros de investigación para impulsar la creación de proyectos de investigación, difusión y divulgación como una actividad integral de avance de una sociedad.

Así, es innegable que la ciencia tiene un impacto muy grande en la sociedad. Martínez y García mencionan que, para entender el mundo y actuar como personas y ciudadanos responsables dentro de una sociedad, es necesario tener y adquirir un cierto grado de conocimiento científico (Martínez y García, 2010). En el mismo tono, Jara y Torres señalan que la educación es crucial en la formación de las ideas de los individuos y en la utilización de los conocimientos para modificar la cultura. Resulta entonces indiscutible la importancia de la educación y la escuela para formar ciudadanos responsables (Jara y Torres, 2011). Con esto en mente, la sociedad tiene un efecto importante en la ciencia, no solo en términos de recursos públicos, sino también en cuanto a la percepción de los individuos sobre esta, la sociedad y la ciencia se retroalimentan (Figura 4).



Figura 4. Relación entre ciencia y sociedad.

En un estudio efectuado por Jara y Torres, se encontró que 84 % de las personas considera que la ciencia tiene como principal función mejorar la vida humana, ya que sirve como herramienta para comprender el mundo y resolver problemas sociales importantes; en el mismo estudio también se evidenció, sin embargo, que 64 % de las personas encuestadas mencionaron que la ciencia es poco útil en la vida cotidiana y la relacionan o responsabilizan por las guerras y los problemas ecológicos (Jara y Torres, 2011). Esto pone de manifiesto que aún es necesario recorrer un largo camino para diseminar el quehacer científico y sus beneficios.

Divulgación y percepción de la ciencia

Dado que todavía un porcentaje muy importante de la población tiene algún prejuicio con respecto a la ciencia o su actividad, la divulgación de la ciencia se convierte en una herramienta indispensable para educar, divulgar e impulsar la ciencia. La divulgación es la transmisión del conocimiento con objeto de mejorar la formación del pensamiento crítico y la formulación de ideas de los individuos en una sociedad. El gran mérito de la divulgación de la ciencia es que tiene la capacidad de convertir conocimiento especializado en información del dominio público, con la finalidad de formar ciudadanos promedio capacitados e informados para tomar decisiones inteligentes y conscientes sobre asuntos públicos de índole diversa.

Al considerar la importancia que tiene la divulgación de la ciencia, se ha observado que hay una carencia importante en su transmisión y difusión.

Esto genera una mala o nula circulación de información científica entre las personas ajenas a temas especializados. Peor incluso, si no hay una divulgación científica adecuada, las noticias falsas, sesgadas y tendenciosas aparecen fácilmente, y quienes las consumen tienen una visión errónea e igualmente sesgada de algún

tema particular. En este contexto, internet y los medios de comunicación desempeñan un papel muy importante en la percepción de la ciencia en una sociedad, por su inmediatez y fácil acceso. En la actualidad, existe una explosión y propagación excesiva de información, lo que genera una divulgación y difusión a veces cierta y a otras no, porque no cuenta con los precedentes de conocimiento o presenta pseudo conocimiento científico (Medina, 2016). Para contrarrestar esto, la divulgación científica de calidad y proveniente de instituciones académicas serias, necesita un fuerte y constante apoyo económico para lograr un mayor efecto en la sociedad (Medina, 2016).

Ahora bien, además de campañas destinadas a la divulgación de la ciencia como una herramienta educativa que favorece la toma de decisiones informada, existe una percepción de la ciencia en cada sociedad. Esta percepción está determinada o al menos influida por los distintos valores sociales, morales y religiosos; además del grado escolar, prejuicios, paradigmas y modelos mentales, así como las necesidades y características emotivas específicas de cada persona. La forma en la que se ve el mundo y se percibe la ciencia está relacionada con comportamientos, actitudes, acciones y decisiones conscientes o inconscientes (Padilla *et al.*, 2020).

La percepción de la ciencia en la CDMX

En un entorno más cercano y conocido como la Ciudad de México, también hay una percepción particular de la ciencia. En una publicación de De la Peña (2005) se menciona que los habitantes de la CDMX opinan que la ciencia no tiene utilidad alguna, ya que no ha permitido comprender el mundo ni ha resuelto problemas graves como la hambruna o las guerras y tampoco ha encontrado la cura de enfermedades graves. De los encuestados, el 46 % no sabe que la Tierra tarda 365 días en dar una vuelta alrededor del Sol (las respuestas oscilan entre 10 horas y 100 años), 77 % cree en la astrología y en que las desventuras en la vida tienen una relación directa con el horóscopo, 38 % acepta que cree en las brujas y 35 % en vampiros humanos, 22 % opina que el sexo de un recién nacido lo dicta Dios y no los espermatozoides, y más del 50 % se dejaría hipnotizar para saber algo de su vida pasada.

Además, en el estudio de De la Peña se señala que 60 % de los encuestados menciona que la ciencia es un tema muy interesante, atractivo y que podría ayudar al desarrollo del país; el 40 % restante cree que una investigación hecha en México tiene menor validez que una realizada en Estados Unidos. Con estos resultados e ideas, es sorprendente que 90 % de los encuestados mencione que debería crecer el número de científicos en el país y 53 % crea que la institución que tiene mayor

repercusión o relación con la ciencia es la Universidad Nacional Autónoma de México, pero solo 16 % ha leído alguna vez un libro de divulgación científica.

A todas luces, esto resulta paradójico, pues se consideran como veraces la astrología, las brujas y los vampiros, que la ciencia es una actividad estéril y de mala calidad, pero al mismo tiempo se demandan más científicos que se dediquen a esta actividad. La información se resume de manera gráfica en la Figura 5. La conclusión principal del estudio de De la Peña es que la población en general no distingue entre ciencia y pseudociencia, que no se conoce lo que es realmente la actividad científica y también que la divulgación es un oficio incomprendido o desconocido.



Figura 5. Percepción de la ciencia en la CDMX.

Tiempo: magnitud física, unidad de medida

Para la física es de suma importancia disponer de unidades de medida de referencia, para que cualquier comparación cuantitativa entre las magnitudes existentes pueda llevarse a cabo con eficacia y sencillez. México cuenta con una Norma Oficial Mexicana, NOM-008-SCFI-1993, "Sistema General de Unidades de Medida" y en ella se establecen los símbolos, reglas y definiciones de cada unidad. Esta norma legal está basada y regida por el Sistema Internacional de Unidades (SI). El objetivo de la Norma Oficial es que México tenga compatibilidad con el término de las unidades con distintos países. De acuerdo con el Sistema Internacional de Unidades, hay siete magnitudes físicas fundamentales, y a cada una le corresponde un símbolo y una unidad (Figura 6, Tabla 1).

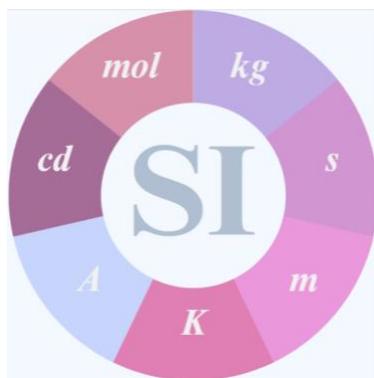


Figura 6. Las siete unidades básicas del Sistema Internacional de Unidades.

Tabla 1. Magnitudes físicas fundamentales, símbolo y unidades.

Unidades fundamentales del SI			
Magnitud física	Símbolo	Unidad	Símbolo de la unidad
cantidad de sustancia	n	mol	<i>mol</i>
masa	m	kilogramo	<i>kg</i>
tiempo	t	segundo	<i>s</i>
longitud	l	metro	<i>m</i>
temperatura	T	kelvin	<i>K</i>
intensidad de corriente eléctrica	I	amper	<i>A</i>
intensidad luminosa	I _v	candela	<i>cd</i>

En esta investigación nos enfocaremos en la magnitud fundamental del tiempo que tiene como unidad el segundo (s). La definición que el Sistema Internacional le da a esta magnitud es la duración de 9 192 631 770 periodos de la radiación correspondiente a la transición entre los dos niveles hiperfinos del átomo de cesio-133 (IMT, 2003).

El tiempo y la vida

Según Aristóteles, el tiempo es la medida del movimiento y del cambio en función del movimiento anterior o posterior. Según la física aristotélica, el tiempo es medible, observable, perceptible y está directamente relacionado con el movimiento y el cambio. Según esta definición, el cambio y el movimiento están estrechamente relacionados con el tiempo, y si no existieran estos factores, sería difícil comprenderlo y, por ende, percibirlo (Trepát y Comes, 2006). Una forma de atestiguar el paso del tiempo es la observación del día y la noche; con ayuda de la

diferencia de intensidad de la luz a lo largo del día, se puede percibir el transcurso del tiempo. En este ejemplo, el movimiento al que se refiere Aristóteles es el movimiento de rotación de la Tierra sobre su eje, y el cambio es el que se puede apreciar debido a que al comienzo del día hay luz solar y en la noche, oscuridad.

El pensamiento occidental posterior, sin embargo, concibe de una forma distinta el tiempo, al relacionarlo con la intuición innata de cada persona para reconocer “el paso” de este. El tiempo está relacionado con una expectativa del futuro, y funciona como regulador de las actividades diarias. Es interesante notar que con las dos definiciones de tiempo se pueden construir artefactos, como un reloj o un calendario, que por un lado midan el tiempo y, por otro, permitan establecer las actividades a realizar (Trepát y Comes, 2006). En la Figura 7 se presenta una colección de relojes de arena, que miden un período de tiempo al dejar pasar un flujo de arena de un receptáculo de vidrio a otro.



Figura 7. Reloj de arena como herramienta mecánica para medir el tiempo.

Historia del calendario

La Real Academia Española define la palabra calendario como un sistema de representación del paso de los días, por medio de la agrupación de unidades en otras superiores, como las semanas, los meses y los años (RAE, 2022). En las religiones y las cosmogonías más antiguas, la necesidad de representar el tiempo como algo tangible estuvo siempre presente. El calendario tiene un papel muy importante en la sociedad pues, aunque parece que su utilidad se limita a representar el paso del tiempo, una de las funciones que cumple es controlar el ritmo de vida de cada persona y sociedad. En ese sentido, cada población a lo largo de la historia ajusta el calendario para representar su cultura y su religión. Las festividades más relevantes, el paso de las estaciones y los periodos de siembra y cosecha están incluidos. Todas las culturas lo han utilizado para planificar actividades a futuro y ubicar acontecimientos pasados. Con ayuda del concepto cíclico del tiempo que poseen los calendarios, los eventos pueden medirse, ordenarse y asociarse con fenómenos naturales (De Toro y Llaca, 1999).

Desde las civilizaciones más tempranas, el hombre ha contado el transcurso de los días y ha tratado de dividir el tiempo en partes que tengan una lógica, pues para

llevar a cabo las actividades de supervivencia, como la caza, la agricultura y la construcción de refugios, las primeras poblaciones se guiaron por ciclos periódicos. Esta necesidad de representar el paso del tiempo condujo a la creación de los primeros y más antiguos calendarios.

En la Antigüedad, distintas culturas confeccionaron calendarios con base en los fenómenos naturales y, para no confiar solo en la memoria, empezaron a utilizar materiales como arcilla, madera y piedra para hacer un seguimiento y un registro de lo que observaban. El factor más importante para establecer los ciclos durante la Antigüedad era la naturaleza: el clima y otros fenómenos naturales (Vieira, 2022).

Se ha establecido que el origen de los calendarios de las antiguas civilizaciones de Oriente, América precolombina y los pueblos del Mediterráneo se basaron en el desplazamiento de los planetas, el Sol, la Luna y las estrellas. Cabe señalar esto, ya que el sistema cronológico actual de 365 días se basa en el que emplearon los antiguos pueblos mediterráneos y orientales (De Toro y Llaca, 1999).

La posición relativa de los astros, en comparación con la Tierra, fue el factor determinante en la elaboración de los calendarios. El primer enfoque del que se tiene noticia fue el estudio de la posición de las estrellas al observar que tenían la misma posición relativa año tras año vistas desde un mismo lugar de la Tierra. Asimismo, otros astrónomos tomaron en cuenta los cambios de la Luna para crear calendarios; observaron que los cambios se repetían cada 29.5 días y que estaban compuestos por cuatro fases: luna nueva, cuarto creciente, luna llena y cuarto menguante, respectivamente (Ligia, 2011).



Figura 8. Fases de la Luna.

También se estableció, que cada una de estas fases tenía una duración de 7.38 días, por esta razón se decidió que la semana tuviera un total de 7 días (Ligia, 2011). Los nombres de los siete días de la semana en muchos idiomas son de carácter planetario: Saturno, Júpiter, Marte, Sol, Venus, Mercurio y Luna (De Toro y Llaca, 1999). Gracias a las lunas llenas y a las constelaciones zodiacales, se pudo establecer que el calendario tuviera una duración de doce meses, ya que, para que

las constelaciones zodiacales estuvieran en el mismo lugar después del movimiento de la Tierra, debían transcurrir 12.37 lunas llenas (Ligia, 2011).

El calendario más antiguo del que se tiene conocimiento está en Warren Field, en la localidad escocesa de Aberdeenshire y data del año 8000 a.C. Se trata de un monumento compuesto por doce piedras con doce marcas que indican la posición de la luna a lo largo del año. En la Figura 9, se presenta un esquema Warren Field y la distribución de las piedras según el momento del año. Cabe mencionar que algunas culturas también incluyeron observaciones solares y lunares para confeccionar sus calendarios, lo que dio lugar a los calendarios lunisolares.

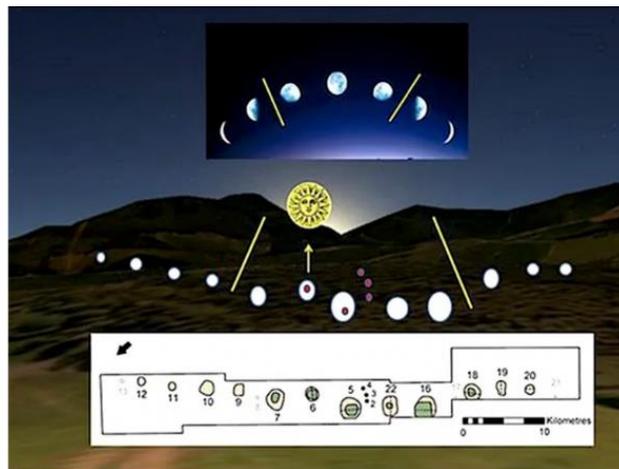


Figura 9. Calendario de Warren Field.

Los sumerios y los babilonios se reconocen como los fundadores de la ciencia, ya que, aunque existen registros de otras culturas, sus sistemas de medición del tiempo, la distancia, el espacio y las cantidades son las más precisas. Los babilonios se basaron en la astronomía para determinar la duración de un día, y a cada constelación del zodiaco (Aries, Tauro, Géminis, Cáncer, Leo, Virgo, Libra, Escorpión, Sagitario, Capricornio, Aquario y Piscis, Figura 10) se le dio el valor de dos horas, lo que permitió establecer la duración de un día en 24 horas. La hora para los sumerios era de 60 minutos y la duración de un minuto constaba de 60 segundos. Su año tenía una duración de 320 días debido al movimiento solar (duración de año solar: 365 días, 5 h, 48 min y 4.5 s), mientras que los meses estaban basados en los movimientos de la Luna (duración de año lunar: 354 días). Como el año y los meses no coincidían, de acuerdo con el criterio de los sacerdotes añadieron días a su calendario y así determinaron un total de siete días por semana (Ligia, 2011).

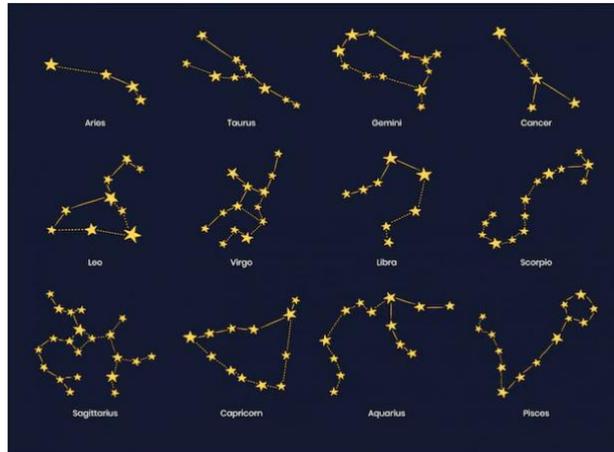


Figura 10. Las doce constelaciones zodiacales.

Por otra parte, en el antiguo Egipto, las mediciones se basaban únicamente en el Sol, sin embargo, aunque este año solar no era práctico, tenían un concepto de año desde antes de 4000 a.C., que se fijó definitivamente en 200 a.C. El año consistía de 365 días, compuesto de doce meses con treinta días cada uno y cinco días extra al final del año. El calendario egipcio comenzaba con la aparición de Sirio, una estrella muy importante en esta cultura, pues marcaba el inicio de las cosechas y de las inundaciones del río Nilo sobre los valles aledaños. No en todos los años Sirio aparecía en la misma fecha, por lo que los sacerdotes egipcios agregaron cinco días extra al calendario, días festivos en los que podía aparecer la estrella y dar inicio el nuevo año. Esos cinco días de festividades surgieron de forma más o menos arbitraria, pero son los posibles días de la aparición de Sirio (Ligia, 2011).

Tanto astrónomos como sacerdotes, muchas veces se trataba de la misma persona, intentaron establecer un sistema adecuado para la medición del tiempo. La actividad de los sacerdotes en las sociedades antiguas era homogeneizar moralmente a las diferentes clases sociales mediante costumbres religiosas. Por esta razón, los sacerdotes se convirtieron en doctos en la concepción del tiempo. Así, fueron capaces de explicar el destino humano, orientar las actividades y determinar la duración de los periodos, lo que cohesionó a las poblaciones al brindarles un sentido de pertenencia. Los sacerdotes sumerios (3000 a.C.) fueron los encargados de registrar, en tablas de arcilla, los datos astronómicos que observaban y que después se utilizaron para la elaboración de calendarios (Ligia, 2011).

En la antigüedad grecorromana, se creó el *annus magnus* o gran año, un ciclo que significaba el tiempo necesario para la renovación del universo. Esta idea ya existía en Egipto, pues el ave fénix resuscitaba de sus cenizas cada 500 años y significaba un nuevo renacer. De ahí proviene el adagio, “renacer como el ave fénix” (Figura

11). Para otras culturas, este ciclo requería 120 000 años (ciclo órfico), 10 800 años (ciclo Heráclito) o 15 000 años (ciclo mencionado por Platón) (Trepát y Comes, 2006).

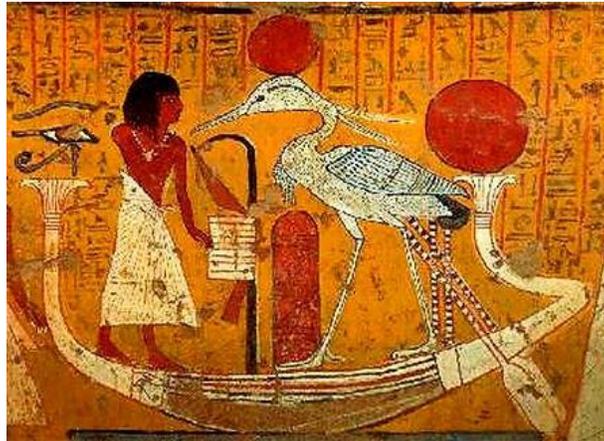


Figura 11. Representación egipcia del ave fénix.

Algunos otros ciclos conocidos actualmente son las estaciones (con duración de 365.24 días solares que se denomina “año trópico”), las fases de la Luna (que se repiten cada 29.53 días solares y se conoce como “mes sinódico”) y el día solar (que es el tiempo transcurrido entre dos pasos del Sol y el meridiano, con unidades de 24 horas) (Vieira, 2022).

Calendarios modernos: prejuliano o romano original

Antes de Julio César (100-44 a.C.), uno de los gobernantes más importantes de la República romana, el calendario que regía en Roma se conocía como “romano” y tenía una duración de 355 días (Figura 12). Se dividía en 12 meses, igual que el que actualmente conocemos (aunque a veces agregaban un decimotercer mes después de febrero), pero cada uno tenía una duración diferente, por ejemplo: enero estaba compuesto por 29 días, febrero por 28 días y marzo por 31 días. A veces, debían agregar un mes con el objetivo de que su año coincidiera con el año astronómico (con duración de 365 días) y se denominaba “mes intercalar”, con una duración de 22 o 23 días, dependiendo de cuándo se agregara. Los años con un mes intercalar se conocían como “año intercalar”, pero en realidad no existía ninguna regla específica para determinar estos años (Segura, 2012).



Figura 12. Calendario romano original.

Calendario juliano

En el año 46 a.C. (año 708 de la fundación de Roma) Julio César actualizó el calendario romano original (prejuliano) debido a la confusión que producía la adición arbitraria y un tanto confusa del mes intercalar. Se utilizó este calendario modificado desde el año 709 de la fundación de Roma hasta la implementación del calendario gregoriano, aproximadamente en 1582 (Cifuentes, 2002; Segura, 2012).

La creación del calendario juliano se originó a partir de un calendario romano de 365 días al que cada tercer año se le debía agregar un día, después del 24 de febrero (en el calendario prejuliano en esta fecha se agregaba el mes intercalar). Así nació el conocido “año bisiesto”. El origen del nombre de este año se debe a que los romanos denominaban al 24 de febrero como el “sexto día antes de la calenda de marzo” (el primer día de cada mes se llamaba “calenda”) y el número del día (sexto) lo obtuvieron de la suma de los dos días extremos del intervalo que conformaba el día 24. Esto quiere decir: $2 + 4 = 6$. En consecuencia, el día 24 de febrero se conocía como el día bi-sexto, que posteriormente fue adaptado a “bisiesto”. Al agregar este nuevo día, se logró determinar la duración media del año juliano con un total de 365.25 días como se muestra en la ecuación (Cifuentes, 2002; Segura, 2012).

$$\frac{(3 \text{ años} \times 365 \text{ días}) \text{ año completo} + 366 \text{ días año bisiesto}}{4 \text{ años total}} = 365.25 \text{ días}$$

Calendario gregoriano

Actualmente, el calendario que rige nuestras actividades en todo el mundo se llama calendario gregoriano (Figura 13). En pocas palabras, se podría decir que fue el perfeccionamiento del calendario juliano que realizó Luigi Lilio, y se empezó a

utilizar en el año 1582 durante el papado de Gregorio XIII; tiene las siguientes reglas (Cifuentes, 2002):

- Los años divisibles entre cuatro pueden ser bisiestos (duración de 366 días).
- Los años de fines de siglo divisibles entre 400 serán años bisiestos.
- Los años no divisibles entre cuatro serán comunes (duración de 365 días).
- Los fines de siglo no divisibles entre 400 serán años comunes.

Algunos datos interesantes: la Iglesia Católica es la religión que más se ha involucrado tanto en el calendario juliano como con el gregoriano (Segura, 2012) y actualmente consideramos el año 1 la muerte de Jesucristo.

El año gregoriano 2023 equivale al año hebreo 5783; se trata de un calendario lunisolar y comienza con la génesis del mundo, ocurrida supuestamente el 7 de octubre de 3760 a.C. Así $3760 + 2023 = 5783$.

El calendario musulmán empieza en el año 622 del calendario gregoriano, así que $2023 - 622 =$ año de la hégira 1401. La hégira es cuando Mahoma tuvo que huir de La Meca hacia Medina, perseguido por sus adversarios y se usa para determinar el principio del calendario.



Figura 13. Calendario Gregoriano.

Calendarios mayas

Muy lejos en el tiempo y en el espacio, pero sin influencias del exterior, los mayas desarrollaron en Mesoamérica un sistema de medición del tiempo coincidente con el egipcio. Se trata de una de las civilizaciones más avanzadas en términos de registro del tiempo, predicción de sucesos naturales y elaboración de calendarios

precisos. En el periodo Clásico (250-900 d.C.) prácticamente todos los monumentos que levantaron ya están fechados con el calendario de cuenta larga.

El *tzolk'in* era el calendario ritual de 260 días (que todavía usan algunas comunidades), el cívico era el *haab'* de 365 días y la rueda calendárica de 52 años, que combina los anteriores. La unidad básica es el día o *k'in*, 20 *k'in* igual a un *winal*. El calendario de cuenta larga es solar, consta de 365 días y resultaba más preciso que el calendario juliano. Utilizaban un sistema vigesimal (base 20) de numeración y al que añadieron el cero, que aparece en sus monumentos a partir de 357 d.C.



Figura 14. Astrónomo maya. Códice de Madrid.

Los mayas midieron el tiempo desde que se creó el mundo, igual que los judíos. Midieron el ciclo de Venus de 584 días, nos legaron tablas con la predicción de eclipses y un conocimiento astronómico que en el siglo XVI era más preciso que el europeo. En la Figura 15 se muestran las ruedas calendáricas *tzolk'in* y *haab*.

a)



b)

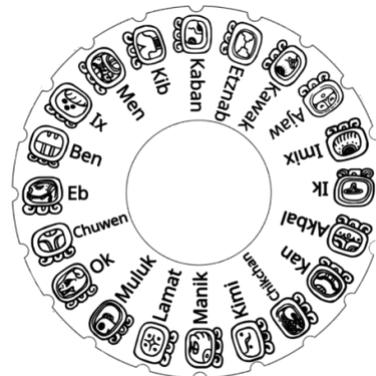


Figura 15. a) Rueda calendárica *tzolk'in* correspondiente al calendario ritual, y b) rueda calendárica *haab*.

Características básicas de los calendarios

Edward G. Richards constata en *Mapping Time*, que los calendarios deben tener cinco características básicas, mismas que se enumeran enseguida:

- ✓ Predictibilidad: En la Antigüedad, como vimos, los calendarios estaban regidos por las observaciones de sus creadores, por lo tanto, no gozaban de exactitud y no podían tener la certeza de que algo volvería a pasar. Para que un calendario pueda tener una función objetiva, debe ser totalmente predecible y reproducible matemáticamente por medio de cálculos o tablas. Esto quiere decir que un calendario es independiente de su creador (Pratt, 2000).
- ✓ Precisión a largo plazo: Significa que no hay variaciones en la duración de sus años. Por ejemplo, el calendario juliano no cumplía con este punto, mientras que el gregoriano sí lo hace.
- ✓ Simplicidad: Un calendario debe ser claro y simple. De nuevo, el calendario original romano y luego el calendario juliano son ejemplos de calendarios ambiguos.
- ✓ Uniformidad: No debe haber variación o interrupciones en el conteo de los días.
- ✓ Mismos patrones: El conteo es siempre consecutivo, de días, semanas, meses y años.

Antecedentes

Enseñanza lúdica como estrategia para mejorar el desempeño académico

Con el paso de los años se ha observado que existen algunas situaciones que afectan el rendimiento académico, independientemente del grado escolar en el que se encuentren los estudiantes, y que genera una diferencia muy importante en su desempeño escolar. Se ha observado sistemáticamente que los estudiantes no estudian de manera recurrente y constante, no enlazan conocimientos nuevos con materias cursadas anteriormente, tienden a estudiar sólo cuando tienen que ser examinados o evaluados, y se encuentran más preocupados por memorizar que por comprender los temas. Existe además la dificultad de hacerse cargo de su conocimiento por lo que los estudiantes autodidactas son escasos, y aquellos curiosos de los libros también.

Por esta razón se ha buscado la manera de facilitar el acceso a la información, para que el aprendizaje de los estudiantes se vea favorecido. La hipótesis es que, entre más opciones y recursos de enseñanza, más oportunidades tendrá el estudiante de aprovecharlas y así fortalecer su conocimiento. Una estrategia interesante es la que se basa en los juegos. La enseñanza lúdica aumenta los niveles de motivación, compañerismo, diálogo, creatividad y la capacidad de resolver problemas complejos al tiempo que disminuye el temor a aprender y la ansiedad que conlleva (Sánchez, 2010).

En el año 2019 la Universidad Tecnológica del Chocó (UTCH), Quibdó Colombia creó una herramienta lúdica para el proceso de enseñanza-aprendizaje de la asignatura Química Orgánica I y obtuvieron como resultado el interés por parte de los estudiantes y una gran participación entre ellos. Después de que los estudiantes del grupo experimental utilizaron la herramienta lúdica por cierto tiempo mostraron aumento en su rendimiento académico comparado con el grupo control. Al finalizar este estudio, se entrevistó a los estudiantes y el 100 % manifestó que este tipo de herramientas les ayudó a mejorar su motivación y despertó su interés en estudiar más sobre los temas (Gutierrez y Perea, 2019).

En el contexto de los calendarios, hay dos muy particulares para este proyecto, el calendario escolar de la Universidad Nacional Autónoma de México y el Calendario Matemático, que se revisan a continuación.

Calendarios de la Universidad Nacional Autónoma de México

La UNAM cuenta con dos tipos de calendarios elaborados por la Secretaría General y la Dirección General de Administración Escolar y son:

- Calendario escolar plan anual
- Calendario escolar plan semestral

En el sitio web se cuenta con los calendarios desde 1995 hasta la fecha. El calendario anual tiene una duración aproximada de agosto a agosto del año siguiente, mientras que en el calendario semestral tiene dos semestres que son:

- Primer semestre: enero-mayo
- Segundo semestre: agosto-noviembre

Todas las preparatorias de la Escuela Nacional Preparatoria (ENP) se rigen por el plan anual al igual que la Facultad de Medicina y la Facultad de Odontología; mientras que el Colegio de Ciencias y Humanidades (CCH), al igual que la mayoría de las Facultades de la Universidad, entre las que destaca la Facultad de Química, siguen el plan semestral. En la Figura 16 se presenta el calendario anual y semestral del año 2023.



Figura 16. Calendario escolar plan anual y plan semestral

Olimpiada de Matemáticas

En 1934, Delone y Frijtengolts organizaron la primera Olimpiada de Matemáticas en Leningrado hoy (de nuevo) San Petersburgo. Para Delone “un alumno no es un recipiente que hay que llenar de conocimientos, sino una antorcha que hay que encender”. A partir de esta expresión, se adoptó como el espíritu que debe prevalecer durante la preparación de los alumnos para estas Olimpiadas (Alberro *et al.*, 2001).

En la primera Olimpiada Internacional de Matemáticas participaron siete países y se llevó a cabo en 1959. Cada año ha habido una evolución positiva, tanto que para el 2017 se llevó a cabo la 58° Olimpiada Internacional de Matemáticas con la representación de más de cien países de todos los continentes (Alberro *et al.*, 2018).

A partir de 1989, México ha participado con regularidad y, con el transcurso del tiempo, ha logrado colocarse en el primer cuarto de la tabla durante varios años consecutivos. Esto se ha logrado, entre otras cuestiones, gracias a la creación de nuevos proyectos, como el Calendario Matemático, pues motivan e impulsan el estudio de los jóvenes estudiantes y dan como resultado el surgimiento de la pasión por las ciencias matemáticas y facilitan el aprendizaje (Alberro *et al.*, 2018).

Proyecto Calendario Matemático, un reto diario

En 2001 los organizadores de la Olimpiada Mexicana de Matemáticas publicaron la primera edición del “Calendario Matemático 2001, un reto diario”, con ejercicios parecidos a los que se encuentran en los primeros niveles de las Olimpiadas de Matemáticas y, año tras año, publican una nueva edición. En el año 2020 se presentó la última versión del calendario debido a la falta de incentivos económicos para producirlo.

Divulgación de las matemáticas para el público general a través del calendario

El objetivo de la elaboración y divulgación del Calendario Matemático es que el público en general conozca y se familiarice con las matemáticas y sus distintas ramas y áreas de estudio a través de ejercicios de diferente dificultad. Se busca que la resolución no esté solo basada en el conocimiento, sino que también se fomenten el ingenio, la creatividad y la imaginación a la hora de resolverlos, para desarrollar destrezas y nuevas habilidades. Por esta razón, los autores de los calendarios matemáticos mencionan que la forma en que se presenta cada respuesta no es la única vía de resolución y, por lo tanto, tampoco implica que sea la mejor (Alberro *et al.*, 2001).

Además, el calendario supone estimular el razonamiento y potenciar el valor de las matemáticas en la enseñanza común a nivel escolar, al brindar una importante mejoría en el proceso de aprendizaje y enseñanza por medio de una diversidad de ejercicios obtenidos de la recopilación de problemas presentados en las olimpiadas de distintos países o elaborados por los editores. Otra de sus intenciones es mostrar esta disciplina de forma divertida y atractiva, con el fin de modificar la perspectiva común que se tiene de las matemáticas (Alberro *et al.*, 2014).

Los objetivos de ese proyecto son:

- ✓ Presentar un ejercicio de matemáticas para cada día del año, excepto sábados y domingos, a través de una forma lúdica, constituida por problemas o retos con distinto grado de dificultad y con temática diferente.

- ✓ Apoyar la organización de la Olimpiada Mexicana de Matemáticas por medio de los fondos recabados con la venta de este calendario.
- ✓ Tener las matemáticas en casa como un placer y no como una tarea.

Colaboradores

A continuación, se presenta una lista de los colaboradores del calendario matemático que han apoyado el proyecto al menos tres años.

- ✓ Instituto de Matemáticas. (Cuernavaca, Ciudad Universitaria, Juriquilla, Oaxaca)
- ✓ Centro de Investigación de Matemáticas, A.C. CIMAT
- ✓ Universidad Autónoma Metropolitana. UAM. Unidad Iztapalapa. Departamento de Matemáticas.
- ✓ Instituto de Ingeniería, UNAM.
- ✓ *¿Cómo ves? Revista de divulgación de la ciencia.* UNAM. La ciencia te mueve.
- ✓ Pauta. Programa Adopte un Talento.
- ✓ Museo de la Luz.
- ✓ Universum. Museo de las Ciencias de la UNAM.
- ✓ Fondo Mexicano para la Educación y el Desarrollo A.C.
- ✓ Universidad Pedagógica Nacional.

Hipótesis

La creación de un calendario con 173 ejercicios interesantes e integradores puede servir como una herramienta de mejora en los procesos de enseñanza-aprendizaje y de divulgación científica.

Objetivo general

Producir dos calendarios con la lógica semestral de la UNAM para el año 2024 con 173 ejercicios, que fomenten la curiosidad, la indagación, el razonamiento lógico y la creatividad en estudiantes, principalmente los que se encuentran cursando los últimos años de bachillerato y estén interesados en estudiar alguna de las carreras que se ofrecen en la Facultad de Química de la Universidad Nacional Autónoma de México, estudiantes pertenecientes a la Facultad de Química y también el público en general. Y que sirva de entretenimiento para aquellos estudiantes de secundaria y bachillerato que quieran participar en las Olimpiadas Estatales y Nacional de Química.

Objetivos particulares

- Fomentar la creatividad y motivar el estudio durante el semestre.
- Acercar la química a los estudiantes que se encuentren en los últimos años de bachillerato.
- Brindar el ejemplo de resolución de distintos ejercicios.
- Generar curiosidad en la sociedad sobre temas relacionados con la química.
- Cambiar la percepción de la química en la sociedad.

Metodología

Confección de ejercicios

Los ejercicios están basados en “Cuestiones y problemas de las olimpiadas de química” publicados por la Comisión de Olimpiadas de la Asociación de Químicos de la Comunidad Valenciana. Los manuales que se tomaron en cuenta para este trabajo son:

- I. CUESTIONES. Sergio Menargues, Fernando Latre y Amparo Gómez. Agosto 2019.
- II. CUESTIONES. Sergio Menargues, Fernando Latre y Amparo Gómez. Agosto 2019.
- III. PROBLEMAS. Sergio Menargues, Fernando Latre y Amparo Gómez. Agosto 2019.
- IV. OLIMPIADAS NACIONALES 1996-2019. Sergio Menargues, Fernando Latre y Amparo Gómez. Agosto 2019.

Los días de los ejercicios del calendario se basan en los meses que los estudiantes del plan semestral de la UNAM asisten a clases. Por eso se clasificaron en los meses de enero a mayo y de agosto a diciembre para que los estudiantes puedan resolver un ejercicio durante su semestre, descansando fines de semana.

Los temas están categorizados dependiendo el día:

- Lunes: cantidad de sustancia y Leyes ponderales y balanceo de ecuaciones químicas
- Martes: diluciones y disoluciones y ejercicios de alimentos
- Miércoles: equilibrio ácido-base y pH
- Jueves: termodinámica
- Viernes: precipitación y solubilidad.

Los ejercicios son variados y hay preguntas de conocimiento básico hasta tópicos selectos y cuestiones integradoras que representen un reto para quien quiera resolverlos.

Los ejercicios están diseñados para que el público en general tenga acceso a ellos, con ejemplos comunes y de la vida cotidiana. En ese sentido, las personas ajenas a la química pueden no estar familiarizados, pero pueden representar un acercamiento a estos temas.

Los estudiantes de los primeros semestres de la Facultad de Química podrán enfrentar todos los días el reto de resolver un ejercicio de química, por lo que se espera que en un futuro, se pueda medir en términos cuantitativos la utilidad del calendario. Por último, los estudiantes de la carrera Química de Alimentos podrán aprender más sobre la aplicación de la química enfocada en la industria alimentaria.

A continuación, se presenta la categorización temática del calendario, misma que sirvió para construirlo.

Categorización temática y producción del calendario.

Lunes	Ene	Feb	Mar	Abr		Ago	Sep	Oct	Nov
Temas	Número de ejercicios (días)								
Cantidad de sustancia y Leyes ponderales	3 (1, 15, 29)	2 (12, 26)	2 (4, 11, 25)	2 (8, 22)		2 (5, 19)	3 (2, 9, 16, 30)	4 (7, 14, 21, 22)	6 (4, 11, 18, 25, 26, 19)
Constante de Avogadro									
Masa atómica									
Composición porcentual de compuestos									
Determinación de la fórmula química									

Cantidades de reactivos y productos									
Relación masa/volumen									
Estequiometría									
Electrones intercambiados									
Concentraciones básicas									
Balaceo de ecuaciones químicas	2 (8, 22)	2 (5, 19)	1 (18)	3 (1, 15, 29)		3 (12, 26)	1 (23)	1 (28)	0
Planteamiento de ecuaciones									
Reacciones de óxido-reducción									
Suma de coeficientes estequiométricos									

Martes	Ene	Feb	Mar	Abr		Ago	Sep	Oct	Nov
Temas	Número de ejercicios (días)								
Diluciones y disoluciones	3 (2, 6, 30)	2 (20, 27)	2 (12, 26)	2 (9, 23)		0	4 (3, 10, 17, 24)	2 (1, 8)	2 (5,12)
Alimentos	2 (9, 23)	2 (6, 13)	3 (5, 19)	3 (2, 16, 30)		4 (6, 13, 20, 27)	0	2 (15, 29)	0
Balance de materia									
Rendimiento									
Sólidos totales y no grasos									
Índice de homogeneización									
Composición porcentual									

Miércoles	E	F	M	A		A	S	O	N
Temas	Número de ejercicios (días)								
Equilibrios ácido-base	5 (3, 10, 17, 24, 31)	4 (7, 14, 21, 28)	4 (6, 13, 20, 27)	4 (3, 10, 17, 24)		4 (7, 14, 21, 28)	4 (4, 11, 18, 25)	5 (2, 9, 16, 23, 30)	4 (6, 13, 20, 27)

Jueves	Ene	Feb	Mar	Abr		Ago	Sep	Oct	Nov
Temas	Número de ejercicios (días)								
Termodinámica	4 (4, 11, 18, 25)	5 (1, 8, 15, 22, 29)	4 (7, 14, 21, 28)	4 (4, 11, 18, 25)		5 (1, 8, 15, 22, 29)	4 (5, 12, 19, 26)	5 (3, 10, 17, 24, 31)	4 (7, 14, 21, 28)
Gases ideales									
Presión y constante de equilibrio con presiones parciales									
Energía libre de Gibbs									
Cálculo de entalpía de formación									
Temperatura									
Energía									

Viernes	Ene	Feb	Mar	Abr		Ago	Sep	Oct	Nov
Temas	Número de ejercicios (días)								
Precipitación y solubilidad	4 (5, 12, 19, 26)	4 (2, 9, 16, 23)	5 (1, 8, 15, 22, 29)	4 (5, 12, 19, 26)		5 (2, 9, 16, 23, 30)	4 (6, 13, 20, 27)	4 (4, 11, 18, 25)	4 (1, 8, 15, 22, 29)

Resultados

El calendario como un producto terminado

A continuación, se presenta el calendario como un producto terminado, esto es, en el formato de calendario con las preguntas en cada casilla correspondiente a los días de la semana, y las respuestas cortas al final del mismo.

LUN	MAR	MIÉ	JUE	VIE	SAB	DOM
<p>1</p> <p>El carbono-13 (¹³C) es un isótopo estable natural del carbono y uno de los isótopos ambientales más importantes ya que forma parte en una proporción del 1.10 % de todo el carbono natural de la Tierra. Calcula la masa de ¹³C que contiene una tonelada de metano CH₄. Masa molar: C = 12.0 g·mol⁻¹, CH₄ = 16.0 g·mol⁻¹</p>	<p>2</p> <p>Calcula la concentración de una disolución que se obtiene a partir de mezclar 1.0 L de HCl 0.010 mol·L⁻¹ con 250.0 mL de HCl 0.100 mol·L⁻¹. Considera volúmenes aditivos.</p>	<p>3</p> <p>Un estudiante de Química observó en el laboratorio que 0.2790 g de limadura de hierro, Fe, metálico se disolvían en 500 mL de HCl 0.05 mol·L⁻¹. Calcula el pH de la disolución obtenida. Masa molar: Fe = 55.8 g·mol⁻¹</p>	<p>4</p> <p>La descomposición térmica de NaHCO₃ sólido produce Na₂CO₃ sólido, CO₂ gaseoso y vapor de agua, H₂O. El bicarbonato de sodio se utiliza en la fabricación del pan pues su descomposición permite que el dióxido de carbono "suba" la masa del pan al hornearlo. Calcula el calor de reacción en condiciones estándar (273.15 K y 1 atm). Datos termodinámicos en la resolución.</p>	<p>5</p> <p>En los años 80 se utilizaba comúnmente el bromuro de plata para la revelación de fotos en papel fotográfico, ya que este es un compuesto muy sensible a la luz. Si el producto de solubilidad del AgBr es 5.0x10⁻¹³ a 25 °C. ¿Cuál es su solubilidad molar en agua a esa temperatura?</p>	<p>6</p>	<p>7</p>
<p>8</p> <p>Encuentra la suma de los coeficientes estequiométricos de la ecuación balanceada de la siguiente reacción redox que ocurre en medio ácido:</p> $\text{MnO}_4^-(ac) + \text{C}_2\text{O}_4^{2-}(ac) \rightarrow \text{Mn}^{2+}(ac) + \text{CO}_2(g)$	<p>9</p> <p>A los estudiantes del Laboratorio de Tecnología de Alimentos de la Facultad de Química de la UNAM les regalaron una bebida de 1 L que contiene 17.8 % en masa de extracto de mango y 0.28 % de acidez (referida a la masa de ácido cítrico por cada 100 g de bebida o materia prima). Los estudiantes deben preparar 1.0 L de bebida con las condiciones escritas en la etiqueta y parten de pulpa de mango con 0.25 % de acidez. Haciendo un balance de materia, calcula la masa de ácido cítrico necesaria para la elaboración de la bebida. Nota: La densidad de estas bebidas es de 1 g·mL⁻¹.</p>	<p>10</p> <p>El potencial de reducción de un electrodo normal de hidrógeno cuando está introducido en una disolución amortiguadora es -0.413 V. Calcula el pH de esta disolución.</p>	<p>11</p> <p>Existen dispositivos como las pilas de combustible que permiten convertir la energía del hidrógeno en energía eléctrica y así se evita usar combustibles que generan dióxido de carbono. La ecuación de la reacción global que se lleva a cabo en este tipo de pilas es:</p> $2\text{H}_2(g) + \text{O}_2(g) \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(g)$ <p>Una pila tiene un rendimiento del 50 %. Calcula la energía que produce la reacción completa de 200 L de H₂(g) y 400 L de aire, sabiendo que el trabajo máximo que se puede obtener en una reacción química es igual a ΔG° multiplicado por el rendimiento. Los volúmenes de los gases están medidos en condiciones estándar (273.15 K y 1 atm). Dato: Composición aproximada del aire: 78.0 % N₂, 21.0 % O₂ y 1.0 % Ar. Considera comportamiento de gas ideal. Recuerda que pV = nRT (R = 0.082 atm·L·mol⁻¹·K⁻¹) y que ΔG° (agua líquida) = -237.13 kJ·mol⁻¹</p>	<p>12</p> <p>Para el tratamiento de aguas residuales se utiliza Fe(OH)₃. Determina la relación que existe entre la solubilidad en agua y el producto de solubilidad molar, K_{ps}, para este compuesto.</p>	<p>13</p>	<p>14</p>
<p>15</p> <p>El hidrógeno molecular, H₂, se puede obtener por reacción de un metal con HCl. Para ello se tratan 327 g de Zn al 90.0 % de pureza con una disolución de HCl al 40.0 % de pureza y una densidad de 1.198 g·mL⁻¹. Para estar seguros de que se disuelva el Zn, el ácido (HCl) se utiliza en un 25 % en exceso sobre el teóricamente necesario. Calcula el volumen total de disolución de HCl que se utiliza para disolver todo el zinc. Masa molar: Zn = 65.4 g·mol⁻¹, HCl = 36.5 g·mol⁻¹</p>	<p>16</p> <p>De una disolución 0.30 mol·L⁻¹ de (NH₄)₂SO₄ se toman 100 mL y se colocan en un matraz aforado de 500 mL y se le agrega agua hasta el aforo. ¿Cuál es la concentración de NH₄⁺ de la nueva disolución?</p>	<p>17</p> <p>Calcula el pH que se obtiene al disolver 2.3 g de HNO₃ en 150 mL de agua desionizada.</p>	<p>18</p> <p>La variación de entalpía estándar para la combustión de CO es -68 kcal·mol⁻¹, y la variación de entalpía estándar para su formación a partir de carbono es -29 kcal·mol⁻¹. ¿Cuál es la variación de la entalpía estándar de formación de CO₂? (En condiciones normales 25 °C y atm).</p>	<p>19</p> <p>Para la fabricación de algunas celdas solares es necesario utilizar PbBr₂ durante el proceso. Calcula el producto de solubilidad de PbBr₂ a 25 °C si la solubilidad de esta sal en agua a 25 °C es de 0.022 mol·L⁻¹.</p>	<p>20</p>	<p>21</p>
<p>22</p> <p>El etanol ingerido en las bebidas alcohólicas pasa a la sangre desde el estómago e intestino. La sangre se oxigena en los pulmones liberando CO₂, y etanol, CH₃CH₂OH. La detección del alcohol consiste en la reacción de etanol con dicromato de potasio, K₂Cr₂O₇, en medio ácido, formando ácido acético, CH₃CO₂H, incoloro y generando iones Cr³⁺ de color verde. Escribe la ecuación iónica balanceada en medio ácido para la reacción de detección de etanol.</p>	<p>23</p> <p>Retomando la pregunta del 9 de enero, calcula la masa de sacarosa y de agua que se necesita para la elaboración de la misma bebida. Toma en cuenta que para el balance de los sólidos solubles (en este caso ss; sacarosa) se obtuvieron 10.2 °Brix de la muestra con la que se quiere igualar y de la fruta (materia prima) se obtuvieron 20.5 °Brix. °Bx = 1 g ss (sacarosa) · 100 g⁻¹ de bebida</p>	<p>24</p> <p>¿Cuál es el pH de una disolución de NH₄Br 0.30 mol·L⁻¹? K_b(NH₃/NH₄⁺) = 1.7x10⁻⁵</p>	<p>25</p> <p>La temperatura de ebullición normal del disulfuro de carbono, CS₂, es 319 K. Sabiendo que el calor de vaporización de este compuesto es 26.8 kJ·mol⁻¹, calcula la presión de vapor a 298 K y 1 atm.</p>	<p>26</p> <p>¿Se forma un precipitado cuando se mezclan 50 mL de AgNO₃ 1.0 mol·L⁻¹ y 50 mL de NaBrO₃ 0.010 mol·L⁻¹? Considera volúmenes aditivos; K_{ps}(AgBrO₃) = 5.8x10⁻⁵.</p>	<p>27</p>	<p>28</p>
<p>29</p> <p>La constante de Avogadro es igual a 6.02214x10²³ unidades elementales y puede corresponder a la cantidad de átomos que hay en un mol de átomos. Además, la carga de un electrón es de 1.6022x10⁻¹⁹ C. Relacionando estos datos, calcula el valor de la constante de Faraday que tiene por unidades, C·mol⁻¹.</p>	<p>30</p> <p>Una muestra de 65.25 g de CuSO₄·5H₂O se disuelve en agua hasta 800 mL de disolución. ¿Qué volumen de esta disolución debe ser diluido con agua para obtener 1.0 L de una disolución 0.100 mol·L⁻¹ de CuSO₄? Masa molar: CuSO₄·5H₂O = 249.7 g·mol⁻¹</p>	<p>31</p> <p>Calcula el pH de una disolución amortiguadora obtenida al mezclar 500 mL de una disolución acuosa de ácido acético, CH₃CO₂H, 0.20 mol·L⁻¹ (ácido débil) y 500 mL de una disolución que se preparó disolviendo 8.2 g de acetato de sodio, CH₃CO₂Na, (sal de base débil) en 500 mL de agua destilada. Toma en cuenta la ecuación de Henderson-Hasselbach. K_a(CH₃CO₂H/CH₃CO₂⁻) = 1.8x10⁻⁵</p> $\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{base}]}{[\text{ácido}]}$				

LUN	MAR	MIÉ	JUE	VIE	SAB	DOM
			1 Se utiliza H ₂ para llevar a cabo la reducción de 2.50 g de butan-1,3-dieno (C ₄ H ₆) a butano. Calcula el volumen de gas comercial necesario para llevar a cabo la reacción. La reducción se realiza a 20 °C y 1250 mmHg. La composición en volumen del gas comercial es: 90.0 % de H ₂ y 10.0 % de N ₂ . Masa molar: C ₄ H ₆ (g) = 54.0 g·mol ⁻¹ y recuerda que pV = nRT (R = 0.082 atm·L·mol ⁻¹ ·K ⁻¹).	2 Calcula la masa de cloruro de plata, AgCl, sólido que hay que añadir a 20.0 L de agua pura para obtener una disolución saturada de esta sustancia. K _{ps} (AgCl) = 1.72x10 ⁻¹⁰	3	4
5 A un laboratorio de análisis llegó una muestra proveniente de un río cercano a una planta industrial. Se sospecha que los niveles de Sn(II) pueden ser superiores a los marcados por la ley. Para comprobar esta sospecha se valora la muestra en medio ácido con una disolución de KMnO ₄ para obtener Mn ²⁺ y Sn ⁴⁺ . ¿Cuál es la ecuación iónica balanceada que representa el fenómeno que se lleva a cabo durante la valoración?	6 Se requiere 7.40 kg de mezcla de durazno con azúcar para obtener una mermelada que contenga 55 % fruta y 45 % azúcar. Calcula los °Brix de esta mezcla inicial. Se sabe que la materia prima (duraznos) tiene 10.2 °Brix y el azúcar contiene 100 g ss · 100 g ⁻¹ azúcar (ss; sólidos solubles; en este ejemplo, sacarosa). 1 °Brix = 1 g ss (sacarosa) · 100 g ⁻¹ fruta.	7 ¿Cuál es el pH de una disolución etiquetada como NaF 0.136 mol·L ⁻¹ ? K _a (HF/F ⁻) = 6.8x10 ⁻⁴	8 El Fe se obtiene por reducción de Fe ₂ O ₃ con carbono sólido, que es oxidado a CO ₂ . Determina a partir de qué temperatura puede producirse el proceso si la presión parcial de CO ₂ es 1.00 atm. ΔH ^o (kJ·mol ⁻¹): Fe ₂ O ₃ = -821, CO ₂ = -393. S ^o (J·mol ⁻¹ ·K ⁻¹): Fe ₂ O ₃ = 88.8, C = 5.72, Fe = 27.12 y CO ₂ = 217.4.	9 Con el problema del viernes anterior, determina la masa del precipitado originado cuando a la disolución de 20.0 L se le añade una disolución de concentración 2.40x10 ⁻⁴ mol·L ⁻¹ de HCl. Supón que la adición no modifica el volumen. Recuerda que s = 1.31x10 ⁻⁵ mol·L ⁻¹ .	10	11
12 ¿Qué masa de cobre se deposita en un electrodo cuando una corriente eléctrica de 10.0 A atraviesa una disolución de nitrato de cobre(II) durante 30.6 s?	13 Retomando la pregunta del día 6 de febrero. Calcula la masa de mermelada que se obtendrá. También calcula la masa de pectina de alto metoxilo (PAM) y ácido que se necesita para que la mermelada contenga 65 °Brix, 0.45 % de acidez y 0.95 % PAM. Toma en cuenta que la acidez del durazno debe ser igual a 0.31 %.	14 Determina el pH de una disolución de HCl que tiene una concentración 1x10 ⁻⁹ mol·L ⁻¹ .	15 Cuando reacciona 1.0 L de nitrógeno, medido en condiciones estándar (0 °C y 1 atm) con el hidrógeno necesario para formar amoníaco se libera una energía de 4138.2 J. ¿Qué energía, en kJ·mol ⁻¹ (entalpía), se requiere para la formación del amoníaco?	16 Si se añade a la disolución inicial (viernes 2 de febrero), una disolución de concentración 2.40x10 ⁻⁴ mol·L ⁻¹ de HCl y otra disolución 2.00x10 ⁻⁴ mol·L ⁻¹ de AgNO ₃ . ¿Cuál es la masa del precipitado que se forma? La adición de las disoluciones no afecta el volumen. Recuerda que s = 1.31x10 ⁻⁵ mol·L ⁻¹ .	17	18
19 La formación de una cueva esférica subterránea con un radio de 4 m, se produjo gracias a la reacción que se lleva a cabo entre el carbonato de calcio y el agua de lluvia (que contiene en promedio 20.0 mg·L ⁻¹ de CO ₂). La superficie de la cueva es plana, por lo tanto, el área donde cae la lluvia responsable de la formación de la cueva es circular y tiene un radio de 4 m. Escribe la ecuación balanceada que describe este proceso y calcula cuánto tiempo, en años, debió pasar para la formación de la cueva. Toma en cuenta que al año caen 240 L·m ⁻² de lluvia. (V _{esfera} = 4/3πr ³ ; A _{circular} = πr ² ; densidad CaCO ₃ = 2.93 g·cm ⁻³).	20 ¿Qué volumen de ácido nítrico al 60.0 % de pureza en masa y densidad 1.48 g·mL ⁻¹ se necesita para preparar 250 mL de una disolución diluida 1.00 mol·L ⁻¹ de dicho ácido?	21 El pK _a del par H ₂ PO ₄ ⁻ /HPO ₄ ²⁻ es 7.21. Calcula el pH de 1.0 L de una disolución amortiguadora que contiene 0.50 mol·L ⁻¹ de NaH ₂ PO ₄ y 0.50 mol·L ⁻¹ de Na ₂ HPO ₄ después de la adición de 0.050 mol·L ⁻¹ de KOH.	22 Un calorímetro con capacidad calorífica de 480 J·K ⁻¹ contiene 0.05 L de amoníaco acuoso 0.20 mol·L ⁻¹ y se le añadieron 0.05 L de una disolución de HCl 0.20 mol·L ⁻¹ . Después de esto, la temperatura aumentó 1.09 K. Calcula ΔH ^o para la reacción representada por la siguiente ecuación: HCl(ac) + NH ₃ (ac) → NH ₄ Cl(ac)	23 Los fluoruros como el fluoruro de mercurio(II) son compuestos necesarios para la fabricación de líquidos especiales que se usan para el aire acondicionado. Calcula la masa de HgF ₂ (K _{ps} = 8.0x10 ⁻⁸) que se puede disolver en 0.25 L de agua. Masa molar: HgF ₂ = 238.6 g·mol ⁻¹ .	24	25
26 De un frasco de agua oxigenada (diluida en agua) se toma una muestra de 1.00 g acidificándola con H ₂ SO ₄ y se valora con una disolución 0.20 mol·L ⁻¹ de KMnO ₄ . En la valoración se emplean 17.6 mL de KMnO ₄ . El H ₂ O ₂ se oxida a O ₂ y el MnO ₄ ⁻ se reduce a Mn ²⁺ . Calcula el porcentaje en masa de agua oxigenada contenida en el frasco.	27 Se mezclan 10.0 mL de una disolución de NaNO ₃ 0.50 mol·L ⁻¹ con 15.0 mL de otra disolución de NaCl 0.10 mol·L ⁻¹ y se diluye hasta 50.0 mL. La concentración, de iones Na ⁺ es:	28 Una disolución amortiguadora contiene concentraciones iguales de una base débil (B) y de su ácido conjugado (BH ⁺). Si K _b para el par BH ⁺ /B es 1.0x10 ⁻⁹ . Calcula el valor de pH de esta disolución.	29 Si la entalpía de vaporización del agua a 100 °C es 40.7 kJ·mol ⁻¹ , calcula ΔS ^o para la vaporización de 1.00 mol de H ₂ O a esta temperatura.			

MARZO 2024

LUN	MAR	MIÉ	JUE	VIE	SAB	DOM
				1 El fluoruro de bario se utiliza en líquidos para limpiar productos electrónicos. ¿Cuál es el valor de la constante del producto de solubilidad, K_{ps} , del BaF_2 en agua si su solubilidad es de $7.41 \times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ a 25°C ?	2	3
4 Una muestra de 33.0 g de un compuesto orgánico formado únicamente por átomos de C, H y O y de la forma $C_xH_yO_w$, se quema en exceso de oxígeno y se producen 66.0 g de dióxido de carbono y 21.6 g de agua. Calcula el porcentaje en masa que hay de cada elemento en el compuesto y también calcula el número de moléculas de los compuestos formados.	5 Calcula el porcentaje de sólidos totales y de sólidos no grasos de una muestra de leche. La leche contiene 4.6% de grasa y se obtuvo una lectura lactométrica de 33.12°Q a una temperatura de 15°C . $^\circ\text{Q}$ = grados Quevenne, es la escala que se utiliza para determinar el peso específico (densidad) de la leche con ayuda de un lactómetro. Toma en cuenta que la fórmula para calcular los sólidos totales (ST) es: $ST = (0.25)(L) + (1.2)(G\%)$. Y para los sólidos no grasos es: $SNG = (0.25)(L) + (0.2)(G\%)$. Para ambas fórmulas: L = lectura lactométrica y G % = porcentaje de grasa.	6 ¿Cuál es el pH de una disolución que se prepara a partir de 100 mL de $Ba(OH)_2$ $0.0200 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ y después se afora hasta 250 mL ?	7 ¿Cuál es el valor de ΔG° para la reacción que se lleva a cabo durante la descomposición de Ag_2O sólido a 298 K y 1 atm ? $\Delta H^\circ = -30.6 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ y $\Delta S^\circ = 60.2 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$	8 A partir de la pregunta del viernes anterior. ¿Cuál es la solubilidad molar de BaF_2 en una disolución $1.00 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ de $BaCl_2$ si se encuentra totalmente disociado?	9	10
11 Una gota de H_2SO_4 tiene un volumen de 0.025 mL y una densidad de $1.981 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$. Calcula el número de moléculas de H_2SO_4 que hay en la gota y el número de átomos de oxígeno presentes en la misma. Por último, encuentra la masa de una molécula de dicho ácido.	12 Se toman 32 mL de HNO_3 concentrado, con densidad de $1.42 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$ y 69.5% de pureza en masa. Después se diluyen hasta 500 mL . ¿Qué concentración tiene la disolución después de hacer la dilución? Masa molar: $HNO_3 = 63 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$	13 En 200 mL de ácido acético, CH_3CO_2H , $0.100 \text{ eq}\cdot\text{L}^{-1}$ se disuelven 2.00 g de acetato de sodio, CH_3CO_2Na , sin que haya variación del volumen. Si la constante de acidez del ácido acético, K_a , es de 1.80×10^{-5} . ¿Cuál es el pH de la disolución?	14 El equilibrio $HCO_2H(l) \rightleftharpoons HCO_2H(g)$ tiene una entalpía con valor de $46.60 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$, una entropía de $122 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$ y una energía libre de Gibbs a 298 K de $10.3 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$. Con ayuda de estos datos, calcula la temperatura, en $^\circ\text{C}$, en el punto de ebullición del ácido fórmico líquido.	15 El yoduro de mercurio(II) se utiliza en dispositivos de detección de rayos gamma y rayos X. Si su producto de solubilidad en agua a 18°C es 1.0×10^{-28} , ¿cuál es su solubilidad molar en una disolución $0.010 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ de KI a 18°C ?	16	17
18 Escribe la ecuación global de la siguiente reacción por el método ión-electrón e indica qué especie se oxida y cuál se reduce. $Cu(s) + HNO_3(ac) \rightarrow Cu(NO_3)_2(ac) + NO(g) + H_2O(l)$	19 La leche está compuesta por proteínas, lípidos (grasas), carbohidratos y algunos minerales. La grasa se encuentra en forma de glóbulos con una densidad menor comparada con la de los otros componentes. En la industria existe un proceso llamado homogeneización y su función es reducir el tamaño de los glóbulos de grasa, con el fin de evitar la separación de fases de la leche en reposo ya que después de cierto tiempo se forma una capa en la parte superior (por la diferencia de densidades). Calcula el índice de homogeneización de una leche que después de 48 h obtuvo un 4.6% de grasa en la parte superior y 2.3% en la capa inferior. Por último, menciona si es una leche homogeneizada o no. IH: leche homogeneizada < 10-12. La fórmula para calcular el índice de homogeneización es: $IH = \left(\frac{\% \text{grasa}_{\text{superior}} - \% \text{grasa}_{\text{inferior}}}{\% \text{grasa}_{\text{superior}}} \right) (100)$	20 ¿Qué pH tendría la disolución original de la pregunta del miércoles anterior si se le agrega un volumen de 5.0 mL de $NaOH$ $0.200 \text{ eq}\cdot\text{L}^{-1}$?	21 Calcula el cambio de entalpía de la reacción química correspondiente a la combustión de la sacarosa. ΔH_f° ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$): $CO_2 = -393.5$; $H_2O = -285.8$; $C_{12}H_{22}O_{11} = -2225$.	22 El hidróxido de magnesio es un laxante comúnmente utilizado tanto en niños como en adultos. Si la constante del producto de solubilidad de $Mg(OH)_2$ es de 1.00×10^{-11} a 25°C , calcula el pH de una disolución acuosa de esta sustancia.	23	24
25 ¿Qué cantidad de sustancia de iones totales se forman cuando se disuelve 0.1 mol de $Fe_2(SO_4)_3$ en agua?	26 ¿Qué volumen de una disolución concentrada $8.00 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ de HCl hay que utilizar para preparar 3.0 L de una disolución de $2.00 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ de HCl ?	27 ¿Qué pH tendría la disolución original de la pregunta del miércoles 13 de marzo si se le agregan 5.0 mL de HCl $0.200 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$? Considera que la adición de 5 mL no modifica apreciablemente el volumen.	28 Calcula el valor de ΔG° de una reacción que tiene $\Delta H^\circ = -92 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ y $\Delta S^\circ = -65 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$ a 25°C .	29 En una disolución se tiene en equilibrio Ag_2CrO_4 con aniones CrO_4^{2-} en concentración $0.10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ y cationes Ag^+ en concentración $4.4 \times 10^{-6} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Calcula la constante del producto de solubilidad del cromato de plata, Ag_2CrO_4 .	30	31

LUN	MAR	MIÉ	JUE	VIE	SAB	DOM						
<p>1</p> <p>Consumir en exceso alimentos ricos en oxalato, como la frambuesa, la zarzamora, la fresa, la uva y los arándanos, entre otros, puede producir daño renal y contribuir a la formación de cálculos renales. Si se valora el oxalato, $C_2O_4^{2-}$, en medio ácido con $KMnO_4$ mediante una reacción redox en la que se forma CO_2 y Mn^{2+}. ¿Cuál es la ecuación balanceada del proceso?</p>	<p>2</p> <p>Para conocer la cantidad de queso obtenido a partir de cierto volumen de leche, se debe calcular el rendimiento en masa del queso (kg queso $\cdot 100 kg^{-1}$ leche). Calcula el rendimiento en base seca de un queso fresco elaborado con 4.52 L de leche. Toma en cuenta que la humedad y masa final fue de 38.45 % y 567 g, respectivamente. Densidad de la leche = $1.031 g \cdot mL^{-1}$</p> <p>Rendimiento = $\left(\frac{\text{masa seca}}{\text{masa leche}}\right) (100)$.</p> <p>% Base seca = $100 - \%$ humedad.</p> <p>Masa seca = (% base seca) $\left(\frac{g \text{ queso}}{100 \%}\right)$</p>	<p>3</p> <p>Una sustancia AB se descompone para formar A y B de acuerdo con la ecuación: $AB(g) \rightleftharpoons A(g) + B(g)$ La constante de equilibrio es: $K_c = 1.0$ Si se introducen 2 mol de AB en un recipiente de 1.0 L, ¿qué cantidad de sustancia total hay al equilibrio?</p>	<p>4</p> <p>Las entalpías estándar de formación del vapor de agua y del nitrato de amonio sólido son:</p> <table border="1"> <thead> <tr> <th>Sustancia</th> <th>$NH_4NO_3(s)$</th> <th>$H_2O(g)$</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>$\Delta H_f^\circ (kJ \cdot mol^{-1})$</td> <td>-339.9</td> <td>-241.8</td> </tr> </tbody> </table> <p>¿Cuál es la variación de entalpía estándar para la descomposición de 16.0 g de NH_4NO_3 sólido para formar una mezcla de agua, nitrógeno y oxígeno (todos en fase gas)? Masa molar: $NH_4NO_3 = 80.0 g \cdot mol^{-1}$</p>	Sustancia	$NH_4NO_3(s)$	$H_2O(g)$	$\Delta H_f^\circ (kJ \cdot mol^{-1})$	-339.9	-241.8	<p>5</p> <p>Las sales de plomo se liberan a la atmósfera a través de los tubos de escape de los coches. Una vez en la atmósfera, ahí permanecen y cuando llueve, estas sales pasan directamente al suelo, produciendo contaminación tanto en suelos como en cuerpos acuíferos. Calcula la solubilidad del yodato de plomo(II) en agua a 25 °C. K_{ps} ($Pb(IO_3)_2$) = 2.6×10^{-13}</p>	6	7
Sustancia	$NH_4NO_3(s)$	$H_2O(g)$										
$\Delta H_f^\circ (kJ \cdot mol^{-1})$	-339.9	-241.8										
<p>8</p> <p>Una picadura de abeja introduce al organismo una disolución acuosa que contiene 0.0130 por ciento en masa de histamina, $C_5H_9N_3$, (sustancia que produce alteraciones fisiológicas). En promedio, el aguijón de una abeja puede introducir 35.0 mg de disolución. ¿Cuántas moléculas de histamina se inoculan en promedio en cada picadura de abeja? Masa molar: $C_5H_9N_3 = 111.1 g \cdot mol^{-1}$</p>	<p>9</p> <p>Se tiene una disolución comercial de NaOH con una densidad de $1.33 g \cdot mL^{-1}$ y 30.0 por ciento en masa. Calcula la normalidad de la disolución obtenida al diluir 10.0 mL de la disolución comercial a 2.0 L.</p>	<p>10</p> <p>Por medio de la combustión de amoníaco en exceso de oxígeno, se obtiene óxido de nitrógeno(IV) y agua. La ecuación que describe este suceso es: $4NH_3(g) + 7O_2(g) \rightleftharpoons 2N_2O_4(g) + 6H_2O(g)$ Inicialmente se tiene: $[N_2O_4] = [H_2O] = 3.60 mol \cdot L^{-1}$ y en el equilibrio la concentración de vapor agua que queda sin reaccionar es $[H_2O] = 0.60 mol \cdot L^{-1}$. ¿Cuál es la molaridad de amoníaco gaseoso, NH_3, al equilibrio?</p>	<p>11</p> <p>El oxígeno se puede obtener en un laboratorio por medio del calentamiento de $KClO_3$ sólido. El proceso de obtención está representado por la siguiente ecuación: $2KClO_3(s) \rightarrow 2KCl(s) + 3O_2(g)$ $\Delta H^\circ = -89.4 kJ \cdot mol^{-1}$ Calcula la energía que se libera cuando por este procedimiento se obtienen 10.1 L de oxígeno medidos en condiciones normales de presión (1 atm) y temperatura (25 °C). $R = 0.082 atm \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$</p>	<p>12</p> <p>El hidróxido de hierro(II) es muy importante en la industria metalúrgica ya que ayuda en la obtención de ciertos minerales. ¿Cuál es la relación entre la solubilidad en agua y el producto de solubilidad, K_{ps}, para $Fe(OH)_2$ a 25 °C?</p>	13	14						
<p>15</p> <p>El H_2SO_4 puede obtenerse a partir de la tostación de la blenda (mineral cuyo principal componente es ZnS). Los siguientes esquemas dan cuenta del proceso.</p> <ol style="list-style-type: none"> Sulfuro de zinc + Oxígeno \rightarrow Óxido de zinc + Dióxido de azufre Dióxido de azufre + Oxígeno \rightarrow Trióxido de azufre Trióxido de azufre + Agua \rightarrow Ácido sulfúrico <p>Escribe las ecuaciones balanceadas de cada etapa del proceso.</p>	<p>16</p> <p>Para la elaboración de un yogurt se partió de 878.4 mL de leche entera con 12.4 % de sólidos totales. Por medio de un balance de materia calcula la masa de leche en polvo que se debe adicionar para alcanzar 18.0 % de sólidos. Toma en cuenta que la leche en polvo tiene un contenido de humedad de 3.59 %. Densidad de la leche: $1.031 g \cdot mL^{-1}$.</p> <p>Sólidos Totales = $\left(\frac{100 g - \% \text{ humedad}}{100 \%}\right)$</p>	<p>17</p> <p>El jefe de un laboratorio encargó a los analistas que por medio de cálculos determinen el pH de una disolución que no tiene etiqueta. Lo único que saben es que la disolución contiene un ácido débil y que tiene el mismo pH que una disolución de HCl $5.49 \times 10^{-3} mol \cdot L^{-1}$. ¿Cuál es el pH de este ácido?</p>	<p>18</p> <p>La afinidad electrónica del átomo de yodo es $-295 kJ \cdot mol^{-1}$. Calcula la energía liberada al ionizar 152.4 g de átomos de yodo gas. Masa molar: $I = 126.9 g \cdot mol^{-1}$</p>	<p>19</p> <p>El bórax se utiliza normalmente en detergentes, jabones y desinfectantes. Es un sólido poco soluble. El proceso de obtención está representado por la siguiente ecuación: $Na_2B_4O_7(OH)_4 \cdot 8H_2O(s) \rightleftharpoons 2Na^+(ac) + B_4O_7(OH)_4^{2-}(ac)$ ¿Cuál es la relación entre su solubilidad en agua y su producto de solubilidad, K_{ps}?</p>	20	21						
<p>22</p> <p>El análisis químico elemental de la nicotina (sustancia química del tabaco que genera adicción) tiene la siguiente composición porcentual en masa: 74.04 % C, 8.70 % H y 17.24 % N. Si la masa molecular de la nicotina es $162.2 g \cdot mol^{-1}$ ¿Cuál es su fórmula molecular?</p>	<p>23</p> <p>Se necesita 1.0 L de cierta disolución de H_2SO_4 para reaccionar totalmente con 1.00 kg de Na_2CO_3 anhidro. Calcula la concentración, en $mol \cdot L^{-1}$, de la disolución de H_2SO_4.</p>	<p>24</p> <p>Calcula la constante de disociación ácida y el grado de disociación del ácido débil mencionado el miércoles pasado. Toma en cuenta que la concentración inicial para el ácido es $0.10 mol \cdot L^{-1}$.</p>	<p>25</p> <p>Considerando los siguientes datos: $A + 2B \rightarrow 2C + D$ $\Delta H^\circ = -12000 J$ $\Delta H_f^\circ(A) = -10000 J \cdot mol^{-1}$ $\Delta H_f^\circ(C) = -15000 J \cdot mol^{-1}$ $\Delta H_f^\circ(D) = -2000 J \cdot mol^{-1}$ Calcula la entalpía de formación de $\Delta H_f^\circ(B)$.</p>	<p>26</p> <p>La solubilidad en agua del CaF_2 es de $0.0160 g \cdot L^{-1}$ a una temperatura de 18 °C. ¿Cuál es el valor del producto de solubilidad del CaF_2 a esa temperatura? Masa molar: $CaF_2 = 78.1 g \cdot mol^{-1}$.</p>	27	28						
<p>29</p> <p>Se estudió una pila de combustible que se utiliza para producir energía eléctrica y se encontró que se llevan a cabo dos reacciones redox representadas por las siguientes ecuaciones: $H_6CN_2(g) + N_2O_4(g) \rightarrow CO_2(g) + N_2(g) + H_2O(g)$ $H_4N_2(g) + N_2O_4(g) \rightarrow N_2(g) + H_2O(g)$ ¿Cuáles son las ecuaciones balanceadas de ambas reacciones?</p>	<p>30</p> <p>Un químico de alimentos compró una lata de mangos en almíbar que tiene 320 g de jarabe. A partir de esta, se elabora otra lata con 20 % de exceso de jarabe en masa (comparado con el declarado en la etiqueta de la que compró). Calcula la masa de jarabe que se debe utilizar para preparar la lata.</p>											

LUN	MAR	MIÉ	JUE	VIE	SAB	DOM
			<p>1</p> <p>La constante de equilibrio de la siguiente reacción a 25 °C es: $K = 2.80 \times 10^{-9}$</p> $\text{CaCO}_3(s) \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+}(ac) + \text{CO}_3^{2-}(ac)$ <p>Calcula el valor de ΔG° y determina si el proceso es exergónico.</p>	<p>2</p> <p>A 5.0 g de $\text{Fe}(\text{OH})_2$ ($K_{ps} = 1.64 \times 10^{-14}$) se le agrega agua hasta un volumen de 100 mL a 25 °C. Calcula el pH de la disolución. Toma en cuenta tu respuesta del día 12 de abril.</p>	3	4
<p>5</p> <p>En un laboratorio se extrae aceite de hojas de menta y después se aísla un alcohol llamado mentol. El mentol posee un efecto refrescante sobre las mucosas por lo que se utiliza en medicamentos y cigarrillos. Una muestra de 100.5 mg se quema y genera 282.9 mg de CO_2 y 115.9 mg de H_2O. Determina la fórmula molecular del mentol sabiendo que está constituido únicamente por átomos de C, H y O.</p> <p>Masa molar: mentol = $156 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.</p>	<p>6</p> <p>La lata que se quiere elaborar con el 20 % de exceso de jarabe mencionada el martes pasado, se quiere igualar con la muestra comercial que contiene 480 g de mango y una masa total de 800 g. Al hacer el análisis de la muestra y de la materia prima se obtuvieron 18.1 °Bx en el mango (materia prima) y 19.7 °Bx en el almíbar de la lata comercial. Sabiendo estos datos ¿Cuántos °Bx deberá tener el jarabe que se debe preparar para igualar la muestra (19.7 °Bx)?</p>	<p>7</p> <p>¿Qué variación de pH se produce al añadir 10.0 mL de NaOH 0.150 mol·L⁻¹ a medio litro de agua pura? Supón volúmenes aditivos</p>	<p>8</p> <p>Una de las reacciones químicas más estudiadas en termoquímica es la combustión del butano que se representa a continuación:</p> $2\text{C}_4\text{H}_{10}(g) + 13\text{O}_2(g) \rightarrow 8\text{CO}_2(g) + 10\text{H}_2\text{O}(l)$ <p>Esta reacción tiene un cambio en entalpía, ΔH°, igual a $-5.3086 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$. Por lo tanto ¿Qué cantidad de energía se libera si se queman 200.0 g de este gas?</p>	<p>9</p> <p>El carbonato de magnesio se utiliza en la elaboración de cosméticos ya que ayuda a estabilizar el pH de los productos. Calcula la solubilidad, en g·L⁻¹, del carbonato de magnesio, MgCO_3, a 25 °C, si su K_{ps} es de 6.8×10^{-6} en agua a la misma temperatura?</p>	10	11
<p>12</p> <p>Respecto a la pregunta del lunes anterior, ¿cuál es la suma de los coeficientes estequiométricos de la ecuación balanceada de la combustión del mentol?</p>	<p>13</p> <p>Tomando en cuenta la lata de mangos en almíbar mencionada los martes pasados. Calcula el porcentaje de acidez que debe tener el jarabe que se desea preparar. Toma en cuenta que el porcentaje de acidez del mango (materia prima) es de 0.128 % y la acidez del almíbar de la muestra comercial es de 0.90 %.</p>	<p>14</p> <p>Un laboratorista preparó una disolución para el grupo de química general al disolver 4.00 g de NaOH en 250 mL de agua. ¿Cuál es el pH de esta disolución? Considera que la adición de NaOH no modifica apreciablemente el volumen.</p>	<p>15</p> <p>Retomando la pregunta sobre el mentol que se vio al inicio de la semana pasada. Calcula la cantidad de sustancia de O_2 y el volumen de aire que está a 25 °C y a 1 atm, necesarios para quemar los 100.5 mg de mentol. Toma en cuenta que el aire contiene 21.0 % en volumen de O_2 y recuerda que $pV = nRT$ ($R = 0.082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$)</p>	<p>16</p> <p>El yoduro de plomo (II) se llegó a utilizar en la elaboración de lápices de colores de color oro. Si a 25 °C la solubilidad del PbI_2 es $1.0 \times 10^{-9} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Calcula su solubilidad expresada en gramos por 100 mL.</p>	17	18
<p>19</p> <p>En la elaboración de fertilizantes se utilizan compuestos como urea, $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$, nitrato de amonio, NH_4NO_3, y guanidina, $\text{HCN}(\text{NH}_2)_2$, ya que estos ayudan a proporcionar nitrógeno a las plantas. ¿Cuál de estos es el más adecuado por contener mayor porcentaje en masa de nitrógeno?</p>	<p>20</p> <p>Tomando en cuenta que los grados Brix corresponden a la masa de sacarosa en 100 g de muestra y con ayuda de los resultados obtenidos el 30 de abril y el 6 de agosto, calcula la masa de azúcar necesaria para elaborar la lata con 20 % de exceso de jarabe.</p>	<p>21</p> <p>Varios grupos de la facultad deberán utilizar la disolución que preparó el laboratorista el miércoles pasado, por lo tanto, se deberá llevar a un volumen de 2000 mL. ¿Cuál es el nuevo pH de esta disolución?</p>	<p>22</p> <p>Al quemar 25.6 g de metanol, CH_3OH, en condiciones estándar se desprenden 190.4 kJ. ¿Cuál es la entalpía de formación del metanol en condiciones estándar?</p>	<p>23</p> <p>El fluoruro de calcio se utiliza para la fabricación de pastas dentales. El producto de solubilidad de este compuesto a 25 °C es de 3.20×10^{-11}. ¿Qué masa de CaF_2 se debe disolver para obtener 100 mL de una disolución saturada acuosa?</p>	24	25
<p>26</p> <p>El indio se utiliza en la fabricación de pantallas táctiles. En los últimos años, su precio ha aumentado y sus reservas están a pocos años de agotarse a nivel mundial. El "ITO", es la capa conductora transparente de las pantallas táctiles y su principal componente es el In_2O_3.</p> <p>¿Cuál es la ecuación balanceada si el óxido de indio(III) se obtiene calentando hidróxido de indio(III)?</p>	<p>27</p> <p>Con ayuda de las preguntas del 30 de abril, 13 y 20 de agosto, calcula la masa de ácido cítrico necesaria y el volumen de agua necesario para elaborar el jarabe con 20 % de exceso en masa. Densidad del jarabe: $1 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$</p>	<p>28</p> <p>¿Una disolución amortiguadora de HF-NaF podrá tener un intervalo de pH con valor entre 2.2 y 4.2? Haz los cálculos necesarios para poder justificar tu respuesta.</p> $K_{a\text{HF/NaF}} = 6.8 \times 10^{-4}$	<p>29</p> <p>El ácido láctico se encuentra distribuido en la naturaleza y su nombre proviene de su existencia en la leche. Al quemar completamente 8.0 g de este ácido, se producen 11.7 g de CO_2 y 4.8 g de H_2O. Si la misma cantidad de ácido se vaporiza a 150 °C en un recipiente de 300 mL y se utiliza una presión de 7810 mmHg para el vacío. ¿Cuál es la masa molar del ácido láctico si al evaporarlo se comporta como un gas ideal? Recuerda: $pV = nRT$ y $760 \text{ mmHg} = 1 \text{ atm}$.</p>	<p>30</p> <p>En la elaboración de algunas pilas, es común utilizar hidróxido de cadmio. Se sabe que una disolución saturada de $\text{Cd}(\text{OH})_2$ tiene un pH de 9.45. Determina su producto de solubilidad.</p>	31	

LUN	MAR	MIÉ	JUE	VIE	SAB	DOM								
						1								
<p>2</p> <p>La mayoría de los cianuros son compuestos venenosos letales. Por ejemplo, una ingesta de 0.0010 g de KCN puede causar la muerte. Calcula el número de moléculas de KCN que hay en 0.0010 g.</p>	<p>3</p> <p>Se tiene un litro de HCl al 37 % de pureza en masa y con una densidad de 1.19 g·mL⁻¹. Calcula la masa de agua que se debe agregar para obtener una disolución de HCl con una pureza de 25 % en masa.</p>	<p>4</p> <p>El sulfato de amonio se utiliza comúnmente como acondicionador de masas para panificación. Calcula la concentración de las especies presentes en una disolución de sulfato de amonio con un valor pH de 4.0. Recuerda que la constante de basicidad del amoniaco es de 1.7x10⁻⁵.</p>	<p>5</p> <p>Calcula el cambio de energía libre de Gibbs a 25.0 °C para la siguiente reacción y determina si es exotérmica o no.</p> $\Delta H_f^\circ(\text{HCl}) = -92.3 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ $\text{H}_2(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{HCl}(\text{g})$	<p>6</p> <p>Dada la siguiente ecuación: $\text{Ag}^+(\text{ac}) + 2\text{NH}_3(\text{ac}) \rightleftharpoons \text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+(\text{ac})$ $K_f = 1.6 \times 10^7$ Calcula la solubilidad molar del AgCl en una disolución en la que la concentración de NH₃ al equilibrio es 2.0 mol·L⁻¹. $K_{ps}(\text{AgCl}) = 1.8 \times 10^{-10}$.</p>	<p>7</p>	<p>8</p>								
<p>9</p> <p>El producto "Nescafé Hot" consiste en una lata que contiene óxido de calcio sólido más una disolución muy diluida de hidróxido de sodio y agua. ¿Cuál es la ecuación balanceada que describe la reacción cuando el óxido de calcio entra en contacto con el agua?</p>	<p>10</p> <p>Se mezclan 50.0 mL de una disolución que contiene 54.6 g de (NH₄)₂SO₄ en 500 mL de disolución con 75.0 mL de otra disolución de la misma sal con una concentración de 0.520 mol·L⁻¹. De esta mezcla se toman 30.0 mL y se diluyen con agua destilada hasta obtener 100.0 mL de disolución final. Calcula la molaridad de la disolución final. Masa molar: (NH₄)₂SO₄ = 132.0 g·mol⁻¹.</p>	<p>11</p> <p>La metilamina, CH₃NH₂, es un compuesto muy importante en la industria farmacéutica pues se utiliza como materia prima para la síntesis de medicamentos. Calcula el pH de una disolución 0.40 mol·L⁻¹ de este compuesto. Recuerda que se comporta como base débil. $K_b = 1.9 \times 10^{-5}$.</p>	<p>12</p> <p>Tomando en cuenta la pregunta del jueves pasado, haz los cálculos necesarios para determinar si a esa misma temperatura la reacción es espontánea.</p> <table border="1" style="margin-left: auto; margin-right: auto;"> <thead> <tr> <th>Sustancia</th> <th>HCl(g)</th> <th>H₂(g)</th> <th>Cl₂(g)</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>S^o (J·mol⁻¹·K⁻¹)</td> <td>186.8</td> <td>130.6</td> <td>223.0</td> </tr> </tbody> </table>	Sustancia	HCl(g)	H ₂ (g)	Cl ₂ (g)	S ^o (J·mol ⁻¹ ·K ⁻¹)	186.8	130.6	223.0	<p>13</p> <p>El interior de una tetera está recubierto con 10.0 g de CaCO₃ y se quiere disolver todo con ayuda de lavados de agua de 250 mL. Calcula la cantidad de lavados necesarios para disolver todo el CaCO₃? $K_{ps}(\text{CaCO}_3) = 4.00 \times 10^{-9}$.</p>	<p>14</p>	<p>15</p>
Sustancia	HCl(g)	H ₂ (g)	Cl ₂ (g)											
S ^o (J·mol ⁻¹ ·K ⁻¹)	186.8	130.6	223.0											
<p>16</p> <p>En un laboratorio hay una disolución de HI del 30.0 % de pureza en masa y con densidad de 2.58 kg·L⁻¹. Calcula la molaridad de esta disolución.</p>	<p>17</p> <p>De una disolución 0.30 mol·L⁻¹ de MgCl₂ se toman 100 mL y se añoran con agua hasta alcanzar un volumen de 500 mL. Calcula la concentración de iones cloruro en la nueva disolución.</p>	<p>18</p> <p>Calcula el pH de una disolución de ácido hipocloroso ($K_a = 4.00 \times 10^{-8}$) en agua al 10.0 % de pureza en masa y con una densidad de 1.120 g·mL⁻¹.</p>	<p>19</p> <p>De la reacción que se ha mencionado los últimos jueves, calcula la constante de equilibrio K_p a 25.0 °C.</p>	<p>20</p> <p>La solubilidad del fluoruro de magnesio, MgF₂, en agua a 18 °C es 0.00760 g por 100 mL. Calcula el valor de la constante del producto de solubilidad MgF₂ a esta temperatura.</p>	<p>21</p>	<p>22</p>								
<p>23</p> <p>La mayoría de los nutrientes alimenticios básicos provienen directa o indirectamente de las plantas. La reacción de la transformación de energía solar en energía química es conocida como fotosíntesis. Los pigmentos fotosintéticos, como la clorofila presente en plantas verdes, absorben energía solar y se emplean para sintetizar glucosa (C₆H₁₂O₆) a partir de CO₂ y H₂O, liberándose O₂. Escribe la ecuación balanceada de la reacción de este suceso.</p>	<p>24</p> <p>Se tiene una disolución de 100 mL de HNO₃ con una concentración 0.5 mol·L⁻¹, misma que se diluye hasta 1 L. ¿Cuál es la concentración de la nueva disolución?</p>	<p>25</p> <p>De la disolución del miércoles pasado se tomó 1.0 mL y se añoró a 500 mL. Calcula el pH de esta nueva disolución.</p>	<p>26</p> <p>Retomando la pregunta del 23 de septiembre. Calcula la energía en kJ necesaria para la producción de 1.00 g de glucosa. Toma en cuenta que el proceso tiene un rendimiento del 70%.</p> <table border="1" style="margin-left: auto; margin-right: auto;"> <thead> <tr> <th>Sustancia</th> <th>CO₂(g)</th> <th>H₂O(l)</th> <th>C₆H₁₂O₆(g)</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>ΔH^o (kJ·mol⁻¹)</td> <td>-393.5</td> <td>-285.5</td> <td>-1274.4</td> </tr> </tbody> </table>	Sustancia	CO ₂ (g)	H ₂ O(l)	C ₆ H ₁₂ O ₆ (g)	ΔH ^o (kJ·mol ⁻¹)	-393.5	-285.5	-1274.4	<p>27</p> <p>El producto de solubilidad del hidróxido de hierro(III) a 22 °C es 6.0x10⁻³⁸. ¿Qué masa de Fe(OH)₃ se puede disolver en 100 mL de hidróxido de sodio 0.20 mol·L⁻¹, suponiendo que no se forman complejos?</p>	<p>28</p>	<p>29</p>
Sustancia	CO ₂ (g)	H ₂ O(l)	C ₆ H ₁₂ O ₆ (g)											
ΔH ^o (kJ·mol ⁻¹)	-393.5	-285.5	-1274.4											
<p>30</p> <p>Si se tuviera: 1 mol de moléculas de N₂, 10 g H₂O, 1 mol de moléculas de NH₃ y 20 L de Cl₂ medido en condiciones normales. ¿En cuál de estos se tendría el mayor número de átomos? Recuerda que un mol de cualquier gas en condiciones normales ocupa un volumen de 22.4 L en 1 atm a 0 °C.</p>														

LUN	MAR	MIÉ	JUE	VIE	SAB	DOM								
	1 A una muestra de 17 kg de carne se le adicionaron 8 kg de condimentos y sales para después llevarla al proceso de ahumado. Calcula la concentración en ppm (mg·kg ⁻¹) de nitritos que hay, sabiendo que, de las sales agregadas, 23 g fueron de sal de cura y esta contiene un 10 % de nitritos. Toma en cuenta que después del ahumado, la muestra perdió el 22 % de humedad.	2 ¿Qué volumen de NaOH 0.030 mol·L ⁻¹ se deberá utilizar para valorar 25 mL de la disolución de HClO 4.26x10 ⁻³ mol·L ⁻¹ (mencionada el miércoles 25 de septiembre).	3 Las entalpías estándar de formación del CaO y del H ₂ O en el "Nescafé Hot" mencionado el lunes 9 de septiembre son: -635 kJ·mol ⁻¹ y -286 kJ·mol ⁻¹ , respectivamente. La energía estándar de formación del producto de la reacción es -1003 kJ·mol ⁻¹ . Con estos datos, calcula la variación de entalpía asociada al proceso.	4 La industria de cerámica utiliza comúnmente el hidróxido de plomo(II) para fundir los esmaltes. Escribe la expresión de la constante del producto de solubilidad del hidróxido de plomo(II) si su producto de solubilidad es de 2.56x10 ⁻¹⁰ .	5	6								
7 En 1920, Meyerhoff demostró que en condiciones anaerobias el glucógeno se transforma en ácido láctico que está relacionado con la contracción muscular. Su estudio es de gran interés en el mundo de los deportistas, pues existe una relación entre la acumulación de ácido láctico y la fatiga de los músculos. Tomando en cuenta la pregunta del jueves 29 de agosto, determina la fórmula empírica y molecular del ácido láctico.	8 Un matraz aforado de 0.5 L contiene una disolución de una sal desconocida. En su etiqueta sólo declara: "0.20 mol·L ⁻¹ con 9.81 g de soluto". Calcula la masa de la misma sal necesaria, para preparar 3 L de una disolución con concentración de 0.05 mol·L ⁻¹ .	9 Para algunos alimentos, el ácido acético, CH ₃ CO ₂ H, se utiliza como conservador. Calcula el pH de 800 mL de una disolución acuosa 0.100 mol·L ⁻¹ de ácido acético. Toma en cuenta que la constante de acidez de este ácido orgánico a 25 °C tiene valor de 1.76x10 ⁻⁵ .	10 Mezclando 210 mL de una lata de "Nescafé Hot", se ponen a reaccionar Ca(OH) ₂ y CaO. Esta reacción desprende energía y aumenta la temperatura del producto a 40 °C. Calcula la energía necesaria para que la reacción se lleve a cabo. Calor específico: H ₂ O = 4.18 J·g ⁻¹ ·°C ⁻¹ . Supón que la densidad H ₂ O: 1.00 g·mL ⁻¹ .	11 Calcula el valor de la concentración de Ag ⁺ cuando se añade 1.0 g de AgNO ₃ a 50 mL de CH ₃ CO ₂ H 0.10 mol·L ⁻¹ (supón que no varía el volumen total).	12	13								
14 ¿Cuál es la ecuación balanceada que representa la reacción de HClO ₄ en disolución?	15 Por proceso de calidad se tuvo que hacer la determinación del porcentaje de ácido láctico en una muestra de 9.8 g de salchicha de carne de conejo. Durante la determinación de acidez, se gastó un volumen total de 10.4 mL de NaOH al 0.160 eq·L ⁻¹ y para el blanco se gastó 0.9 mL de NaOH. Calcula el porcentaje de ácido láctico en la muestra. Peso equivalente de ácido láctico = 90.08 mg·eq ⁻¹ .	16 El sulfuro de hidrógeno, H ₂ S, es un gas incoloro que se produce durante procesos biológicos e industriales, siendo el más venenoso de los gases naturales (seis veces más letal que el monóxido de carbono). Cabe destacar que es más denso que el aire y que su solubilidad en agua es de 0.10 mol·L ⁻¹ a 20 °C. Calcula el valor de pH de una disolución saturada de H ₂ S en agua. K _{a1} = 9.6x10 ⁻⁸ ; K _{a2} = 1.3x10 ⁻¹⁴ .	17 El óxido nitroso fue el primer anestésico sintético que se descubrió. Sus propiedades benéficas contrastan con las de otros óxidos, como el óxido de nitrógeno(II) o el óxido de nitrógeno(IV) que son contaminantes atmosféricos. Existe una reacción en la que intervienen los tres óxidos mencionados: 3NO(g) → N ₂ O(g) + NO ₂ (g) Calcula la variación de la entalpía asociada al proceso en el que intervienen estos tres óxidos. <table border="1" data-bbox="1205 831 1563 903"> <thead> <tr> <th>Sustancia</th> <th>NO(g)</th> <th>N₂O(g)</th> <th>NO₂(g)</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>ΔH_f^o(kJ·mol⁻¹)</td> <td>90.20</td> <td>82.00</td> <td>33.20</td> </tr> </tbody> </table>	Sustancia	NO(g)	N ₂ O(g)	NO ₂ (g)	ΔH _f ^o (kJ·mol ⁻¹)	90.20	82.00	33.20	18 Calcula la concentración de acetato, CH ₃ CO ₂ ⁻ , de la reacción que se menciona el pasado viernes 11 de octubre. K _a (CH ₃ CO ₂ H) = 1.8x10 ⁻⁵	19	20
Sustancia	NO(g)	N ₂ O(g)	NO ₂ (g)											
ΔH _f ^o (kJ·mol ⁻¹)	90.20	82.00	33.20											
21 La masa molecular de una proteína que envenena a los alimentos es alrededor de 900000 unidades por molécula. Calcula la masa aproximada de una molécula de esta proteína.	22 En un laboratorio hay 100 mL de una disolución de CaCl ₂ 0.500 mol·L ⁻¹ . Esta se divide en dos fracciones: 32 mL y 68 mL. A la primera fracción (32 mL) se le añaden 122 mL de agua. A la segunda (68 mL) se le añaden 461 mL de agua. Por último, se juntan ambas fracciones. ¿Cuántos mmol de ion cloruro hay en la mezcla final?	23 ¿Cuál es el pH de la disolución resultante de añadir 5.00 mL de la disolución de HI, que se utilizó el día 16 de septiembre, a 600 mL de agua? Considera volúmenes aditivos.	24 Con ayuda de la pregunta del 17 de octubre, calcula el valor de la variación de entropía asociada al proceso. <table border="1" data-bbox="1187 1031 1677 1094"> <thead> <tr> <th>Sustancia</th> <th>NO(g)</th> <th>N₂O(l)</th> <th>NO₂(g)</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>S^o (J·mol⁻¹·K⁻¹)</td> <td>210.6</td> <td>219.7</td> <td>235.0</td> </tr> </tbody> </table>	Sustancia	NO(g)	N ₂ O(l)	NO ₂ (g)	S ^o (J·mol ⁻¹ ·K ⁻¹)	210.6	219.7	235.0	25 Con los resultados del 11 y 18 de octubre, calcula el valor del producto iónico y justifica si se forma precipitado o no. K _{ps} (CH ₃ COOAg) = 2.0x10 ⁻³	26	27
Sustancia	NO(g)	N ₂ O(l)	NO ₂ (g)											
S ^o (J·mol ⁻¹ ·K ⁻¹)	210.6	219.7	235.0											
28 La descomposición térmica del nitrato de amonio, NH ₄ NO ₃ , fundido ocurre a 250-260 °C. De la reacción se obtiene agua y un gas incoloro llamado óxido de nitrógeno(I) u óxido nitroso. Éste es conocido por sus leves propiedades anestésicas. Escribe la ecuación balanceada que describe esta transformación.	29 Se elaboró un embutido que contiene 7 kg de pierna trasera de cerdo, 7 kg de espaldilla, 5 kg de manteca vegetal, 300 g NaCl, 50 g de sal de cura, 50 g de fosfatos, 350 g condimentos y 700 g de azúcar. Al momento de la cocción del embutido, hubo una pérdida de producto, por evaporación del 52 %. Calcula el rendimiento de la cámara de fermentación que se utilizó.	30 ¿Cuál es el pH de la disolución resultante de mezclar 125 mL de la disolución de HI del día 23 de octubre con 175 mL de una disolución de NaOH de concentración 0.750 mol·L ⁻¹ ? Recuerda que la concentración del HI es de 0.60 mol·L ⁻¹ .	31 Respecto a las preguntas de los dos jueves anteriores, calcula la energía libre de Gibbs del proceso. Determina si es espontáneo a 25 °C y por último, calcula el valor de K _p .											

LUN	MAR	MIÉ	JUE	VIE	SAB	DOM								
				<p>1</p> <p>Una botella de cierta agua mineral contiene $60 \text{ mg}\cdot\text{L}^{-1}$ de Ca^{2+} y $80 \text{ mg}\cdot\text{L}^{-1}$ de Mg^{2+}. A una muestra de 100 mL de esta agua, se le añade NaF sólido sin que presente variación de volumen. Calcula qué sal (CaF_2 o MgF_2) precipita primero. K_{ps}: $\text{CaF}_2 = 4.0 \times 10^{-11}$; $\text{MgF}_2 = 6.3 \times 10^{-9}$</p>	2	3								
<p>4</p> <p>¿Cuál es la ecuación química balanceada que se produce durante una neutralización entre NaOH y HClO_2?</p>	<p>5</p> <p>Se prepara una disolución diluida en un matraz aforado de 500 mL. En el matraz se agregan 40 mL de una disolución $0.30 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ y después se le agrega agua hasta la marca del aforo. Después de hacer esta dilución, ¿cuál es la molaridad de la disolución?</p>	<p>6</p> <p>La aspirina que se utiliza comúnmente para aliviar el dolor de cabeza, se forma a partir de ácido salicílico ($\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3$). En un laboratorio se trató una muestra de 0.50 g de ácido salicílico con 100 mL de agua. Tomando en cuenta que la constante de disociación del ácido tiene valor de 1.1×10^{-3}, calcula el pH de la disolución.</p>	<p>7</p> <p>Un estudiante quiere saber si la combustión de CO es espontánea a 25°C. Para ello, debe utilizar la ecuación de la energía libre de Gibbs y calcular la variación de la entalpía asociada al proceso. Dicho esto, calcula el valor de ΔH del proceso.</p> <table border="1"> <thead> <tr> <th>Sustancia</th> <th>$\text{CO}(g)$</th> <th>$\text{O}_2(l)$</th> <th>$\text{CO}_2(g)$</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>$\Delta H^\circ (\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1})$</td> <td>-110.5</td> <td>-</td> <td>-393.5</td> </tr> </tbody> </table>	Sustancia	$\text{CO}(g)$	$\text{O}_2(l)$	$\text{CO}_2(g)$	$\Delta H^\circ (\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1})$	-110.5	-	-393.5	<p>8</p> <p>Tomando en cuenta la pregunta del viernes anterior. Calcula la concentración del primer catión que precipita cuando se inicia la precipitación del segundo catión.</p>	9	10
Sustancia	$\text{CO}(g)$	$\text{O}_2(l)$	$\text{CO}_2(g)$											
$\Delta H^\circ (\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1})$	-110.5	-	-393.5											
<p>11</p> <p>Calcula la masa de CaO necesaria para calentar el sistema de la lata del "Nescafé Hot" (mencionado en días anteriores). Para determinar la masa, debes relacionar la entalpía de la reacción con el calor asociado al proceso, mismos que obtuviste los jueves 3 y 10 de octubre.</p>	<p>12</p> <p>Un analista de calidad debe determinar por medio del método de secado, el porcentaje de humedad de un trozo de carne que pesa 18 g. Durante la determinación se obtuvieron los siguientes resultados: Masa de la caja Petri vacía = 48.4672 g. Masa de la caja Petri con la muestra después del secado = 51.2312 g. Calcula el porcentaje de humedad de la muestra.</p>	<p>13</p> <p>Retomando la pregunta del miércoles pasado, calcula el grado de disociación del ácido salicílico, que se obtiene al disolver una tableta de aspirina que contiene 0.50 g de dicho ácido en 100 mL de agua.</p>	<p>14</p> <p>Respecto a la pregunta del 7 de noviembre. ¿Cuál es el valor de la variación de entropía asociada al proceso?</p> <table border="1"> <thead> <tr> <th>Sustancia</th> <th>$\text{CO}(g)$</th> <th>$\text{O}_2(l)$</th> <th>$\text{CO}_2(g)$</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>$S^\circ (\text{J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1})$</td> <td>197.6</td> <td>205.0</td> <td>213.6</td> </tr> </tbody> </table>	Sustancia	$\text{CO}(g)$	$\text{O}_2(l)$	$\text{CO}_2(g)$	$S^\circ (\text{J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1})$	197.6	205.0	213.6	<p>15</p> <p>Se mezclan 100 mL del agua mineral mencionada los últimos viernes (1 y 8 de noviembre) con 10 mL de disolución $0.10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ de $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$. Calcula el producto iónico para saber si forma el oxalato de calcio. $K_{ps}(\text{CaC}_2\text{O}_4) = 1.3 \times 10^{-9}$.</p>	16	17
Sustancia	$\text{CO}(g)$	$\text{O}_2(l)$	$\text{CO}_2(g)$											
$S^\circ (\text{J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1})$	197.6	205.0	213.6											
<p>18</p> <p>Para estandarizar las disoluciones de KMnO_4 se utiliza $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ sólido (oxalato de sodio). Determina el número de electrones que se intercambian para llevarse a cabo la reacción.</p>	<p>19</p> <p>¿Qué volumen de agua hay que añadir a 25.0 mL de una disolución de KOH $5.00 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ para preparar una disolución $2.00 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$?</p>	<p>20</p> <p>Calcula el pH de 100 mL de una disolución de ácido perclórico con concentración $0.010 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.</p>	<p>21</p> <p>Calcula el valor de la energía libre de Gibbs a 25°C de los problemas mencionados los últimos jueves (7 y 14 de noviembre) y determina si es un proceso espontáneo o no espontáneo.</p>	<p>22</p> <p>Se analiza la concentración de iones cloruro para verificar la calidad del agua de un acuario (para mantener vivos a los peces), por medio de una valoración con nitrato de plata en presencia de cromato de plata que permite detectar el punto final por un cambio de color. Si la concentración de Ag_2CrO_4 en el punto final es $0.020 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Calcula la concentración de iones cloruro en la disolución cuando se forma el precipitado rojo-naranja. K_{ps}: $\text{Ag}_2\text{CrO}_4 = 1.00 \times 10^{-12}$; $\text{AgCl} = 1.78 \times 10^{-10}$</p>	23	24								
<p>25</p> <p>Una muestra de CaCO_3 presenta una forma de cubo. Cada uno de sus lados mide 3.20 cm y se le determinó una densidad de $2.70 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$. Calcula el número de átomos de oxígeno contenidos en el cubo.</p>	<p>26</p> <p>Una disolución de ácido sulfúrico concentrado tiene una densidad de $1.81 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$ y 91% de pureza en masa. Calcula el volumen que se debe tomar de esta disolución concentrada para preparar 500 cm^3 de una disolución a $0.50 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.</p>	<p>27</p> <p>El vinagre que conocemos es una disolución que contiene ácido acético. Calcula el valor de pH de 100 mL de una disolución $0.010 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ de ácido acético con K_a de 1.8×10^{-5}.</p>	<p>28</p> <p>Calcula la constante de equilibrio a 25°C de la combustión del monóxido de carbono, CO, mencionada el jueves 7 de noviembre. Recuerda que: $\Delta G^\circ = -RT \ln K_p$</p>	<p>29</p> <p>Las baterías plomo-ácido se utilizan para los automóviles y están constituidas por un conjunto de rejillas fabricadas con una aleación de Pb, Ca, Ag y Sn. En el proceso de su fabricación se originan aguas residuales con 180 ppm de Pb^{2+}, que es necesario eliminar por medio de una precipitación de forma estequiométrica mediante un tratamiento con Na_2CO_3. Calcula la concentración de Pb^{2+} residual, en ppm, que permanecerá disuelta en agua después del tratamiento. $K_{ps}(\text{PbCO}_3) = 7.4 \times 10^{-14}$</p>	30									

Respuestas cortas:

ENERO

1. $8.25 \times 10^3 \text{ g }^{13}\text{C}$
2. $0.0028 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
3. $\text{pH} = 1.5$
4. $38.58 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
5. $7.1 \times 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
8. 43
9. 2.355 g ácido cítrico
10. $\text{pH} = 7.0$
11. -890 kJ
12. $K_{\text{ps}} = 27\text{s}^4$
15. 857 mL disolución de HCl
16. $0.12 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
17. $\text{pH} = 0.62$
18. $\Delta H_{\text{f}}^{\circ} = -97 \text{ kcal} \cdot \text{mol}^{-1}$
19. $K_{\text{ps}} = 4.3 \times 10^{-5}$
22. $2\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{ac}) + 16\text{H}^+(\text{ac}) + 3\text{C}_2\text{H}_6\text{O}(\text{ac}) \rightarrow 4\text{Cr}^{3+}(\text{ac}) + 3\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}(\text{ac}) + 11\text{H}_2\text{O}(\text{l})$
23. 791.0 g de agua y 28.6 g de sacarosa
24. $\text{pH} = 4.88$
25. 0.49 atm
26. Sí se forma un precipitado

29. $96487 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$

30. 244 mL

31. $\text{pH} = 4.74$

FEBRERO

1. 1.49 L gas comercial
2. 0.038 g AgCl
5. $2\text{MnO}_4^-(\text{ac}) + 16\text{H}^+(\text{ac}) + 5\text{Sn}^{2+}(\text{ac}) \rightarrow 2\text{Mn}^{2+}(\text{ac}) + 8\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 5\text{Sn}^{4+}(\text{ac})$
6. 50.61 °Bx mezcla
7. $\text{pH} = 8.1$
8. 818 K
9. 0.0134 g AgCl
12. 101 g Cu
13. 5761.75 g mermelada, 54.74 g PAM y 13.31 g ácido
14. $\text{pH} = 6.9$
15. $-46.4 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
16. 0.031 g AgCl
19. $\text{CaCO}_3(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{Ca}^{2+}(\text{ac}) + 2\text{HCO}_3^-(\text{ac})$ y 1.44×10^6 años
20. 18 mL de disolución de HNO₃
21. $\text{pH} = 7.30$

22. $-52.3 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

23. 0.16 g HgF₂

26. 30 %m/m

27. $[\text{Na}^+] = 0.13 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

28. pH = 5.0

29. $109 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}$

MARZO

1. $K_{ps} = 1.63 \times 10^{-6}$

4. 54.54 % C, 7.27 % H, 38.19 % O, 9.03×10^{23} moléculas CO₂ y

7.23×10^{23} moléculas H₂O

5. 13.8 % ST y 9.2 % SNG

6. pH = 12.2

7. $-48.5 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

8. $6.38 \times 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ BaF₂

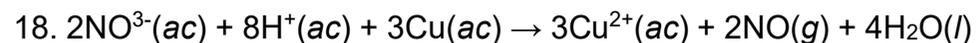
11. 3.00×10^{20} moléculas H₂SO₄ por gota; 1.20×10^{21} átomos de O por gota y $1.60 \times 10^{-22} \text{ g}\cdot\text{molécula}^{-1}$

12. $1.02 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

13. pH = 4.83

14. 109 °C

15. $1.00 \times 10^{-24} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$



19. 50, leche no homogeneizada

20. pH = 4.86

21. $-5641 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

22. pH = 10.4

25. 0.5 mol de iones

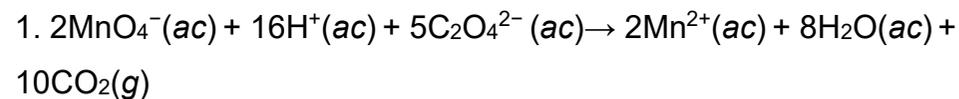
26. 750 mL de disolución de HCl

27. pH = 4.78

28. $-73 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

29. 1.9×10^{-12}

ABRIL



2. 7.49 % de rendimiento en masa del queso

3. 3 mol

4. -28.7 kJ

5. $s = 4.0 \times 10^{-5} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

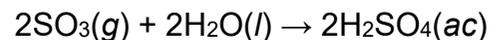
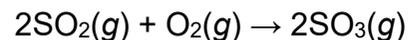
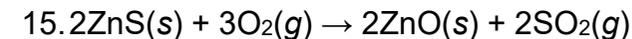
8. 2.47×10^{16} moléculas C₅H₉N₃

9. $0.05 \text{ eq}\cdot\text{L}^{-1}$

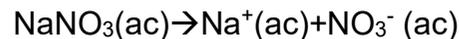
10. $[\text{NH}_3] = 2.00 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

11. -12.31 kJ

12. 4s^3



16. 64.68 g leche en polvo



17. $\text{pH} = 2.26$

18. -354 kJ

19. 4s^3

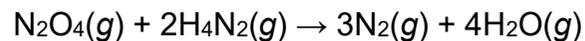
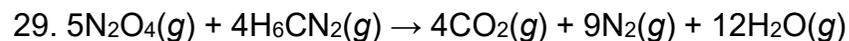


23. $9.43 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ y $987 \text{ g H}_2\text{SO}_4$

24. $K_a = 3.19 \times 10^{-4}$ y 5.5%

25. $-5000 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}$

26. 3.45×10^{-11}

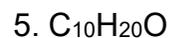


30. 384 g jarabe

AGOSTO

1. $\Delta G^\circ = 4.9 \times 10^4 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}$ \therefore no exergónico

2. $\text{pH} = 9.20$



6. $18.42 \text{ }^\circ\text{Bx}$

7. $\Delta\text{pH} = 4.5$

8. -9.153 kJ

9. $0.22 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$

12. 71

13. 1.72% acidez

14. $\text{pH} = 13.6$

15. $9.34 \times 10^{-3} \text{ mol O}_2$ y 1.1 L de aire

16. $0.029 \text{ g}\cdot 100 \text{ mL}^{-1}$

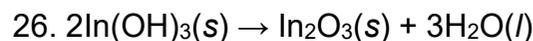
19. La guanidina con 71.2% de nitrógeno es el fertilizante más adecuado.

20. 70.73 g azúcar (sacarosa)

21. $\text{pH} = 12.7$

22. $\Delta H_f^\circ = -238 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

23. $1.56 \times 10^{-3} \text{ g CaF}_2$



27. 6.60 g ácido cítrico y 306.67 mL de agua.

28. El intervalo de regulación de pH es 3.2 ± 1 , por lo tanto, sí está entre 2.2 y 4.2 .

29. $90 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

30. 1.12×10^{-14}

SEPTIEMBRE

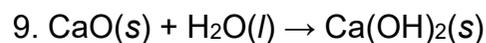
2. 9.25×10^{18} moléculas de KCN

3. $570 \text{ g H}_2\text{O}$

4. $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{NH}_3] = 1.0 \times 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$; $[\text{NH}_4^+] = 17 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ y $[\text{SO}_4^{2-}] = 8.5 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

5. $-184.6 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ y es una reacción exotérmica.

6. $0.11 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$



10. $0.193 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

11. pH = 11.4
12. -190.56 kJ
13. 7 lavados
16. $0.60 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$
17. $0.12 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$
18. pH = 3.53
19. 2.53×10^{33}
20. $K_{ps} = 7.26 \times 10^{-9}$
23. $6\text{CO}_2(\text{g}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s}) + 6\text{O}_2(\text{g})$
24. $0.05 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$
25. pH = 4.88
26. 22.2 kJ
27. $8.0 \times 10^{-35} \text{ g Fe}(\text{OH})_3$
30. NH_3 con 4 mol de átomos

OCTUBRE

1. 117.95 ppm
2. 3.67 mL de disolución de NaOH.
3. $-82.0 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
4. $K_{ps} = [\text{Pb}^{2+}] [\text{OH}^-]^2 = 2.56 \times 10^{-10}$
7. Fórmula molecular de ácido láctico: $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3$ y la fórmula empírica: $(\text{CH}_2\text{O})_n$
8. 14.7 g de la sal desconocida.
9. pH = 2.88

10. 35.1 kJ
11. $0.12 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1} \text{ Ag}^+$
14. $\text{HClO}_4(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{ClO}_4^-(\text{ac}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{ac})$
15. 0.001 % ácido láctico.
16. pH = 4.0
17. $-155.4 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
18. $1.30 \times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$
21. $1.5 \times 10^{-18} \text{ g/molécula}$
22. 100 mmol Cl^-
23. pH = 3.30
24. $-177.1 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$
25. $1.60 \times 10^{-4} < K_{ps} \therefore$ no se forma precipitado.
28. $\text{NH}_4\text{NO}_3(\text{l}) \rightarrow \text{N}_2\text{O}(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{g})$
29. 48 %
30. pH = 12.3
31. $\Delta G^\circ = -102.6 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ y $K_p = 9.65 \times 10^{17} \therefore$ es exergónico.

NOVIEMBRE

1. CaF_2
4. $\text{HClO}_2(\text{ac}) + \text{NaOH}(\text{ac}) \rightarrow \text{NaClO}_2(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
5. $0.024 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$
6. pH = 2.2
7. $-283.0 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
8. $2.04 \times 10^{-5} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

11. 24.0 g CaO
12. 84.64 %
13. 14.5 %
14. $-86.50 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$
15. Producto iónico = 1.24×10^{-5} \therefore sí se forma el oxalato de calcio sólido.
18. 10 electrones intercambiados
19. 37.5 mL de H₂O.
20. pH = 2.0
21. -257.2 kJ \therefore reacción espontánea.
22. $2.52 \times 10^{-5} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1} \text{ Cl}^-$.
25. 1.60×10^{24} átomos de O
26. 15 cm³ H₂SO₄
27. pH = 3.4
28. $K_p = 1.22 \times 10^{45}$
29. 0.056 ppm Pb²⁺

Resolución de los ejercicios

A continuación, se muestra cada ejercicio con su enunciado, la respuesta corta y una propuesta de resolución.

Ejercicio 1

Día: 1 de enero

Enunciado:

El carbono-13 (^{13}C) es un isótopo estable natural del carbono y uno de los isótopos ambientales más importantes ya que forma parte en una proporción del 1.10 % de todo el carbono natural de la Tierra. Calcula la masa de ^{13}C que contiene una tonelada de metano CH_4 . Masa molar: $\text{C} = 12.0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$, $\text{CH}_4 = 16.0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

Respuesta corta: $8.25 \times 10^3 \text{ g } ^{13}\text{C}$

Resolución:

$$1.0 \text{ t CH}_4 \left(\frac{10^6 \text{ g CH}_4}{1.0 \text{ t CH}_4} \right) \left(\frac{1 \text{ mol CH}_4}{16.0 \text{ g CH}_4} \right) \left(\frac{1 \text{ mol C}}{1 \text{ mol CH}_4} \right) \left(\frac{12.0 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}} \right) \left(\frac{1.10 \text{ g } ^{13}\text{C}}{100 \text{ g C}} \right) =$$
$$8.25 \times 10^3 \text{ g } ^{13}\text{C}$$

Ejercicio 2

Día: 2 de enero

Enunciado:

Calcula la concentración de una disolución que se obtiene a partir de mezclar 1.0 L de HCl $0.010 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ con 250.0 mL de HCl $0.100 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Considera volúmenes aditivos.

Respuesta corta: $0.0028 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

Resolución:

Utilizando la ecuación:

$$M = \frac{n}{V}$$

1. 1 L HCl $0.010 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

$$n = VM = 1 \text{ L} \left(\frac{0.010 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L}} \right) = 0.010 \text{ mol HCl}$$

2. 250 mL HCl $0.10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

$$n = VM = 0.25 \text{ L} \left(\frac{0.100 \text{ mol}}{1 \text{ L}} \right) = 0.025 \text{ mol HCl}$$

Sumando la cantidad de sustancia de HCl:

$$0.010 \text{ mol HCl} + 0.025 \text{ mol HCl} = 0.035 \text{ mol HCl}$$

$$1 \text{ L disolución} + 0.250 \text{ L disolución} = 1.25 \text{ L}$$

$$M = \frac{n}{V}$$

$$M = \left(\frac{0.035 \text{ mol HCl}}{1.25 \text{ L}} \right) = 0.028 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \text{ HCl}$$

Ejercicio 3

Día: 3 de enero

Enunciado:

Un estudiante de Química observó en el laboratorio que 0.2790 g de limadura de hierro, Fe, metálico se disolvían en 500 mL de HCl 0.05 mol·L⁻¹. Calcula el pH de la disolución obtenida. Masa molar: Fe = 55.8 g·mol⁻¹

Respuesta corta: pH = 1.5

Resolución:

Cálculo para determinar la cantidad de sustancia a partir de la masa de Fe:

$$0.2790 \text{ g Fe} \left(\frac{1 \text{ mol Fe}}{55.8 \text{ g Fe}} \right) = 5 \times 10^{-3} \text{ mol Fe}$$

Cálculo para determinar la cantidad de sustancia de HCl a partir de la concentración y del volumen:

$$M = \frac{n}{V} \therefore n = M \cdot V = 0.05 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0.5 \text{ L} = 0.025 \text{ mol HCl}$$

La ecuación balanceada es: $\text{Fe}(s) + 2\text{HCl}(ac) \rightarrow \text{FeCl}_2(ac) + \text{H}_2(g)$

Se propone el siguiente cuadro de avance de reacción:

<i>mol</i>	Fe(s)	+	2HCl(ac)	→	FeCl ₂ (ac)	+	H ₂ (g)
Inicio	0.005		0.025				
Reacciona	-x		-2x				
Se forma					x		x
Final	0		0.015		0.005		0.005

Para conocer el reactivo limitante se debe despejar el valor de x igualando a cero ambas ecuaciones:

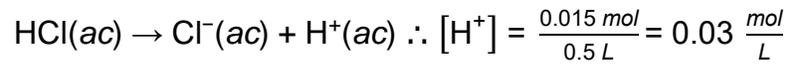
Para Fe: $0.005 - x = 0 \therefore x = 0.005 \text{ mol Fe}$ Para HCl: $0.025 - 2x = 0 \therefore x = 0.0125 \text{ mol HCl}$

Por lo tanto, el reactivo limitante es hierro, Fe, y el cuadro de avance de reacción se completa con $x = 0.005 \text{ mol}$.

Para calcular la cantidad de sustancia que queda sin reaccionar de HCl:

$$0.025 - 2x = 0.025 - 2(0.005) = 0.015 \text{ mol HCl}$$

Como el HCl es un ácido fuerte está totalmente disociado en sus iones de acuerdo con la siguiente ecuación:



El pH de la disolución resultante es: $\text{pH} = -\log(0.03) = 1.5$

Ejercicio 4

Día: 4 de enero

Enunciado:

La descomposición térmica de NaHCO_3 sólido produce Na_2CO_3 sólido, CO_2 gaseoso y vapor de agua, H_2O . El bicarbonato de sodio se utiliza en la fabricación del pan pues su descomposición permite que el dióxido de carbono “suba” la masa del pan al hornearlo. Calcula el calor de reacción en condiciones estándar (273.15 K y 1 atm).

Datos termodinámicos:

Compuesto	ΔH_f° ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$)	S° ($\text{J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$)
Bicarbonato de sodio sólido	-947.7	102.1
Carbonato de sodio sólido	-1131.0	136.0
Dióxido de carbono gaseoso	-393.5	213.6
Agua gaseosa	-241.8	188.7

Respuesta corta: El calor de reacción es igual a $18.92\text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

Resolución:

La ecuación química balanceada correspondiente a la reacción propuesta es:



La variación de entalpía de la reacción se calcula a partir de las entalpías de formación de productos y reactivos:

$$\Delta H^\circ = \sum \Delta H_f^\circ (\text{productos}) - \sum \Delta H_f^\circ (\text{reactivos})$$

Para la ecuación propuesta:

$$\Delta H^\circ = [\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}) + \Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) + \Delta H_f^\circ(\text{Na}_2\text{CO}_3)] - 2\Delta H_f^\circ(\text{NaHCO}_3)$$

$$\Delta H^\circ = \left[(1\text{ mol H}_2\text{O}) \left(\frac{-241.8\text{ kJ}}{\text{mol H}_2\text{O}} \right) + (1\text{ mol CO}_2) \left(\frac{-393.5\text{ kJ}}{\text{mol CO}_2} \right) + (1\text{ mol Na}_2\text{CO}_3) \left(\frac{-1131.0\text{ kJ}}{\text{mol Na}_2\text{CO}_3} \right) \right] - (2\text{ mol NaHCO}_3) \left(\frac{-947.7\text{ kJ}}{\text{mol NaHCO}_3} \right) = 129.1\text{ kJ por } 2\text{ mol NaHCO}_3$$

La espontaneidad de un proceso la determina el valor de la energía libre de Gibbs que se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ \quad \left\{ \begin{array}{l} \Delta G^\circ > 0 \text{ proceso no espontáneo} \\ \Delta G^\circ < 0 \text{ proceso espontáneo} \end{array} \right.$$

La variación de entropía de la reacción puede calcularse a partir de las entropías de formación de productos y reactivos.

$$\Delta S^\circ = \sum S^\circ(\text{productos}) - \sum S^\circ(\text{reactivos})$$

$$\Delta S^\circ = [S^\circ(\text{H}_2\text{O}) + S^\circ(\text{CO}_2) + S^\circ(\text{Na}_2\text{CO}_3)] - 2S^\circ(\text{NaHCO}_3)$$

$$\Delta S^\circ = \left[(1 \text{ mol H}_2\text{O}) \left(\frac{188.7 \text{ J}}{\text{mol H}_2\text{O} \cdot \text{K}} \right) + (1 \text{ mol CO}_2) \left(\frac{213.6 \text{ J}}{\text{mol CO}_2 \cdot \text{K}} \right) + (1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3) \left(\frac{136.0 \text{ J}}{\text{mol Na}_2\text{CO}_3 \cdot \text{K}} \right) \right] -$$

$$(2 \text{ mol NaHCO}_3) \left(\frac{102.1 \text{ J}}{\text{mol NaHCO}_3 \cdot \text{K}} \right) = 334.1 \frac{\text{J}}{\text{K}}$$

$$\left(\frac{334.1 \text{ J}}{\text{K}} \right) \left(\frac{1 \text{ kJ}}{1000 \text{ J}} \right) = 0.3341 \frac{\text{kJ}}{\text{K}} \text{ por } 2 \text{ mol NaHCO}_3$$

El valor de la energía libre de Gibbs es:

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ = \frac{129.1 \text{ kJ}}{2 \text{ mol}} - (273.15 \text{ K}) \left(\frac{0.3341 \text{ kJ}}{2 \text{ mol} \cdot \text{K}} \right) = 18.92 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

Ejercicio 5

Día: 5 de enero

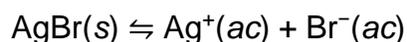
Enunciado:

En los años 80 se utilizaba comúnmente el bromuro de plata para la revelación de fotos en papel fotográfico, ya que este es un compuesto muy sensible a la luz. Si el producto de solubilidad del AgBr es 5.0×10^{-13} a $25\text{ }^\circ\text{C}$. ¿Cuál es su solubilidad molar en agua a esa temperatura?

Respuesta corta: $7.1 \times 10^{-7}\text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

Resolución:

El equilibrio entre AgBr y sus iones es:



La expresión de la constante del producto de solubilidad es:

$$K_{ps} = [\text{Ag}^+][\text{Br}^-] = (s)(s) = s^2 = 5.0 \times 10^{-13}$$

Por lo que la solubilidad molar es:

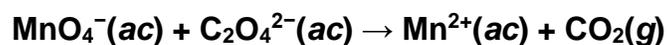
$$s = \sqrt{5.0 \times 10^{-13}} = 7.1 \times 10^{-7} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Ejercicio 6

Día: 8 de enero

Enunciado:

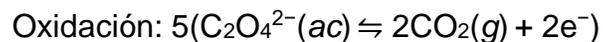
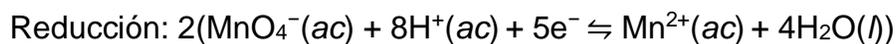
Encuentra la suma de los coeficientes estequiométricos de la ecuación balanceada de la siguiente reacción redox que ocurre en medio ácido:



Respuesta corta: 43

Resolución:

Las ecuaciones de las semirreacciones que se llevan a cabo son:



Suma de los coeficientes estequiométricos es igual a 43.

Ejercicio: 7

Día: 9 de enero

Enunciado:

A los estudiantes del Laboratorio de Tecnología de Alimentos de la Facultad de Química de la UNAM les regalaron una bebida de 1 L que contiene 17.8 % en masa de extracto de mango y 0.28 % de acidez (referida a la masa de ácido cítrico por cada 100 g de bebida o materia prima). Los estudiantes deben preparar 1.0 L de bebida con las condiciones escritas en la etiqueta y parten de pulpa de mango con 0.25 % de acidez. Haciendo un balance de materia, calcula la masa de ácido cítrico necesaria para la elaboración de la bebida. Nota: La densidad de estas bebidas es de 1 g·mL⁻¹.

Respuesta corta: 2.355 g ácido cítrico

Resolución:

Cálculo para determinar la masa de pulpa de mango que hay en la bebida:

$$\left(\frac{17.8 \text{ g pulpa de mango}}{100 \text{ g bebida}} \right) = 0.178 \frac{\text{g pulpa de mango}}{\text{g bebida}}$$

Cálculo para determinar la cantidad de pulpa de mango necesario para 1000 g de bebida = 1 L de bebida:

$$0.178 \times 1000 = 178 \text{ g pulpa de mango}$$

Para el balance de ácido cítrico:

$$178 \text{ g pulpa de mango} \left(\frac{0.25 \text{ g ác. cítrico}}{100 \text{ g pulpa de mango}} \right) + x \text{ g ác. cítrico} =$$
$$1000 \text{ g de bebida} \left(\frac{0.28 \text{ g ác. cítrico}}{100 \text{ g bebida}} \right)$$

$$0.445 \text{ g ác. cítrico (pulpa de mango)} + x \text{ g ác. cítrico} = 2.800 \text{ g ác. cítrico (bebida)}$$

$$x \text{ g ác. cítrico} = 2.800 \text{ g ác. cítrico} - 0.445 \text{ g ác. cítrico}$$

$$x \text{ g ác. cítrico} = 2.355 \text{ g ác. cítrico}$$

Por lo tanto se requieren 2.355 g de ácido cítrico para formular la bebida.

Ejercicio: 8

Día: 10 de enero

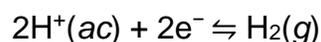
Enunciado:

El potencial de reducción de un electrodo normal de hidrógeno cuando está introducido en una disolución amortiguadora es -0.413 V. Calcula el pH de esta disolución.

Respuesta corta: pH = 7.0

Resolución:

La ecuación correspondiente a la reacción del electrodo es:



Se sabe que las condiciones en las que se encuentra la reacción son 25 °C y 1 atm.

Para calcular el potencial del electrodo es necesario aplicar la ecuación de Nernst:

$$E = E^\circ - \frac{0.0592}{n} \log Q = E^\circ - \frac{0.0592}{2} \log \frac{P_{\text{H}_2}}{[\text{H}^+]^2}$$

Teniendo en cuenta que $E^\circ = 0$ y que $P_{\text{H}_2} = 1$ atm, la ecuación anterior queda como:

$$E = -0.0592 \text{ pH}$$

Sustituyendo, se obtiene que el pH de la disolución amortiguadora es:

$$\text{pH} = \frac{-0.413}{-0.0592} = 6.98 \approx 7.0$$

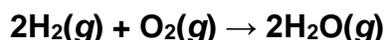
Ejercicio: 9

Día: 11 de enero

Enunciado:

Existen dispositivos como las pilas de combustible que permiten convertir la energía del hidrógeno en energía eléctrica y así se evita usar combustibles que generan dióxido de carbono.

La ecuación de la reacción global que se lleva a cabo en este tipo de pilas es:



Una pila tiene un rendimiento del 50 %. Calcula la energía que produce la reacción completa de 200 L de $\text{H}_2(\text{g})$ y 400 L de aire, sabiendo que el trabajo máximo que se puede obtener en una reacción química es igual a ΔG° multiplicado por el rendimiento. Los volúmenes de los gases están medidos en condiciones estándar (273.15 K y 1 atm). Dato: Composición aproximada del aire: 78.0 % N_2 , 21.0 % O_2 y 1.0 % Ar. Considera comportamiento de gas ideal. Recuerda que $pV = nRT$ ($R = 0.082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$) y que ΔG° (agua líquida) = $-237.13 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

Respuesta corta: -890 kJ

Resolución:

Se determina el reactivo limitante. Se considerará el comportamiento ideal y la cantidad de sustancia:

$$n = \frac{1 \text{ atm} \cdot 200 \text{ L H}_2}{(0.082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1})(273.15 \text{ K})} = 8.93 \text{ mol H}_2$$

$$n = \frac{1 \text{ atm} \cdot 400 \text{ L aire} \cdot \frac{21.0 \text{ L O}_2}{100 \text{ L aire}}}{(0.082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1})(273.15 \text{ K})} = 3.75 \text{ mol O}_2$$

<i>mol</i>	$2\text{H}_2(\text{g})$	+	$\text{O}_2(\text{g})$	→	$2\text{H}_2\text{O}(\text{g})$
Inicio	8.93		3.75		
Reacciona	-2x		-x		
Se forma					2(3.75)
Final	1.43		0		7.50

Para conocer el reactivo limitante se debe despejar el valor de x igualando a cero ambas ecuaciones:

Para H₂

$$8.93 - 2x = 0 \therefore x = 4.46 \text{ mol H}_2$$

Para O₂

$$3.75 - x = 0 \therefore x = 3.75 \text{ mol O}_2$$

Por lo tanto, el reactivo limitante es O₂ y el cuadro de avance de reacción se completa con $x = 3.75 \text{ mol}$.

Para calcular la cantidad de sustancia de H₂ que no reacciona al cabo de la reacción:

$$8.93 - 2x = 8.93 - 2(3.75) = 1.43 \text{ mol H}_2$$

La energía libre de Gibbs (ΔG°) permite calcular el trabajo útil obtenido en una reacción química. Sabiendo que el rendimiento es del 50 %:

$$7.50 \text{ mol H}_2\text{O} \left(\frac{-237.13 \text{ kJ}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} \right) \left(\frac{50 \text{ kJ (real)}}{100 \text{ kJ (teórico)}} \right) = -890 \text{ kJ}$$

Ejercicio: 10

Día: 12 de enero

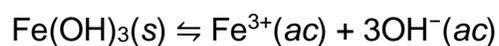
Enunciado:

Para el tratamiento de aguas residuales se utiliza $\text{Fe}(\text{OH})_3$. Determina la relación que existe entre la solubilidad en agua y el producto de solubilidad molar, K_{ps} , para este compuesto.

Respuesta corta: $K_{ps} = 27s^4$

Resolución:

El equilibrio entre $\text{Fe}(\text{OH})_3$ y sus iones es:



La expresión de la constante del producto de solubilidad es:

$$K_{ps} = [\text{Fe}^{3+}][\text{OH}^{-}]^3 = (s)(3s)^3 = 27s^4$$

Ejercicio: 11

Día: 15 de enero

Enunciado:

El hidrógeno molecular, H_2 , se puede obtener por reacción de un metal con HCl. Para ello se tratan 327 g de Zn al 90.0 % de pureza con una disolución de HCl al 40.0 % de pureza y una densidad de $1.198 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$. Para estar seguros de que se disuelva el Zn, el ácido (HCl) se utiliza en un 25 % en exceso sobre el teóricamente necesario. Calcula el volumen total de disolución de HCl que se utiliza para disolver todo el zinc. Masa molar: $Zn = 65.4 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$, $HCl = 36.5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

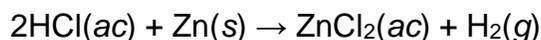
Respuesta corta: 857 mL disolución de HCl

Resolución:

Primero se debe calcular la cantidad de sustancia de Zn en la muestra

$$327 \text{ g muestra} \left(\frac{90.0 \text{ g Zn}}{100 \text{ g muestra}} \right) \left(\frac{1 \text{ mol Zn}}{65.4 \text{ g Zn}} \right) = 4.5 \text{ mol Zn}$$

La ecuación balanceada es:



Se propone el siguiente cuadro de avance de reacción:

<i>mol</i>	2HCl(ac)	+	Zn(s)	→	ZnCl ₂ (ac)	+	H ₂ (g)
Inicio	2(4.5) = 9 9		4.5				
Reacciona	-2x		-x				
Se forma					x		x
Final	0		0		4.5		4.5

Con los datos obtenidos en el cuadro de avance reacción, podemos observar que se requieren 9 mol de HCl.

$$9 \text{ mol HCl} \left(\frac{36.5 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol HCl}} \right) \left(\frac{100 \text{ g dis}}{40 \text{ g HCl}} \right) \left(\frac{1 \text{ mL dis}}{1.198 \text{ g dis}} \right) = 686 \text{ mL dis HCl}$$

Teniendo en cuenta que se utiliza un exceso del 25 % (exceso)

$$686 \text{ mL dis teórica} \left(\frac{25 \text{ mL dis exceso}}{100 \text{ mL dis teórica}} \right) = 171 \text{ mL dis exceso.}$$

El volumen total de HCl añadido es: 686 mL dis + 171 mL dis = 857 mL disolución de HCl

Ejercicio: 12

Día: 16 de enero

Enunciado:

De una disolución $0.30 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ de $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ se toman 100 mL y se colocan en un matraz aforado de 500 mL y se le agrega agua hasta el aforo. ¿Cuál es la concentración de NH_4^+ de la nueva disolución?

Respuesta corta: $0.12 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

Resolución:

La ecuación balanceada correspondiente al proceso de disolución del $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ es:



Como es una sal que se disocia totalmente en agua:

$$0.1 \text{ L} \left(\frac{0.30 \text{ mol}}{1 \text{ L}} \right) = 0.03 \text{ mol } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$$

$$0.03 \text{ mol } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \left(\frac{2 \text{ mol } \text{NH}_4^+}{1 \text{ mol } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4} \right) = 0.06 \text{ mol } \text{NH}_4^+$$

$$[\text{NH}_4^+] = \frac{0.06 \text{ mol } \text{NH}_4^+}{0.5 \text{ L}} = 0.12 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Ejercicio: 13

Día: 17 de enero

Enunciado:

Calcula el pH que se obtiene al disolver 2.3 g de HNO₃ en 150 mL de agua desionizada.

Respuesta corta: pH = 0.62

Resolución:

Cálculo para determinar la cantidad de sustancia de HNO₃ a partir de su masa:

$$2.3 \text{ g HNO}_3 \left(\frac{1 \text{ mol HNO}_3}{63 \text{ g HNO}_3} \right) = 0.036 \text{ mol HNO}_3$$

El ácido nítrico, HNO₃, es un ácido fuerte que se encuentra totalmente disociado en sus iones de acuerdo con la siguiente ecuación:



Por lo que:

$$[\text{H}^+] = \frac{0.036 \text{ mol}}{0.15 \text{ L}} = 0.24 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

El pH de la disolución es:

$$\text{pH} = -\log(0.24) = 0.62$$

Ejercicio: 14

Día: 18 de enero

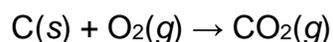
Enunciado:

La variación de entalpía estándar para la combustión de CO es $-68 \text{ kcal}\cdot\text{mol}^{-1}$, y la variación de entalpía estándar para su formación a partir de carbono es $-29 \text{ kcal}\cdot\text{mol}^{-1}$. ¿Cuál es la variación de la entalpía estándar de formación de CO_2 ? (En condiciones normales $25 \text{ }^\circ\text{C}$ y 1 atm).

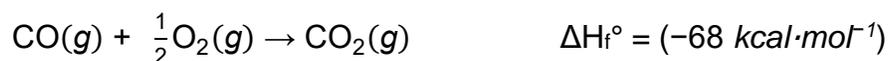
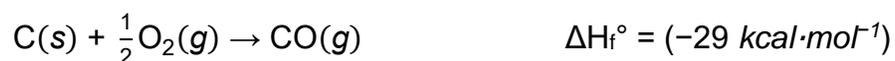
Respuesta corta: $\Delta H_f^\circ = -97 \text{ kcal}\cdot\text{mol}^{-1}$

Resolución:

La ecuación correspondiente a la formación de CO_2 es:



Las ecuaciones termoquímicas correspondientes a las reacciones para obtener CO_2 a partir de 1 mol de C son:



Sumando ambas ecuaciones se obtiene:



Ejercicio: 15

Día: 19 de enero

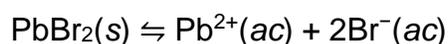
Enunciado:

Para la fabricación de algunas celdas solares es necesario utilizar PbBr_2 durante el proceso. Calcula el producto de solubilidad de PbBr_2 a $25\text{ }^\circ\text{C}$ si la solubilidad de esta sal en agua a $25\text{ }^\circ\text{C}$ es de $0.022\text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

Respuesta corta: $K_{ps} = 4.3 \times 10^{-5}$

Resolución:

El equilibrio entre PbBr_2 sólido y sus iones es:



La expresión de la constante del producto de solubilidad es:

$$K_{ps} = [\text{Pb}^{2+}][\text{Br}^{-}]^2 = (\text{s})(2\text{s})^2 = 4\text{s}^3$$

El valor de la constante es:

$$K_{ps} = (4)(0.022)^3 = 4.3 \times 10^{-5}$$

Ejercicio: 16

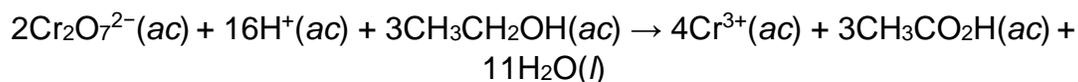
Día: 22 de enero

Enunciado:

El etanol ingerido en las bebidas alcohólicas pasa a la sangre desde el estómago e intestino. La sangre se oxigena en los pulmones liberando CO_2 , y etanol, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$. La detección del alcohol consiste en la reacción de etanol con dicromato de potasio, $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, en medio ácido, formando ácido acético, $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$, incoloro y generando iones Cr^{3+} de color verde.

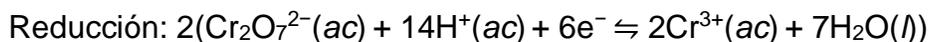
Escribe la ecuación iónica balanceada en medio ácido para la reacción de detección de etanol.

Respuesta corta:

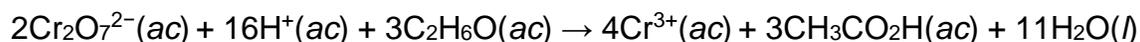


Resolución:

Las ecuaciones de las semirreacciones que tienen lugar son:



La ecuación final se obtiene sumando ambas ecuaciones:



Ejercicio: 17

Día: 23 de enero

Recordando:

Enunciado día 9 de enero: A los estudiantes del Laboratorio de Tecnología de Alimentos de la Facultad de Química de la UNAM les regalaron una bebida de 1 L que contiene 17.8 % en masa de extracto de mango y 0.28 % de acidez (referida a la masa de ácido cítrico por cada 100 g de bebida o materia prima). Los estudiantes deben preparar 1.0 L de bebida con las condiciones escritas en la etiqueta y parten de pulpa de mango con 0.25 % de acidez. Haciendo un balance de materia, calcula la masa de ácido cítrico necesaria para la elaboración de la bebida. Nota: La densidad de estas bebidas es de $1 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$.

Respuesta corta: 2.355 g ácido cítrico

Enunciado:

Retomando la pregunta del 9 de enero, calcula la masa de sacarosa y de agua que se necesita para la elaboración de la misma bebida. Toma en cuenta que para el balance de los sólidos solubles (en este caso ss; sacarosa) se obtuvieron 10.2 °Brix de la muestra con la que se quiere igualar y de la fruta (materia prima) se obtuvieron 20.5 °Brix. °Bx = $1 \text{ g ss (sacarosa)} \cdot 100 \text{ g}^{-1}$ de bebida

Respuesta corta: 791.0 g de agua y 28.6 g de sacarosa

Resolución:

Balance de sólidos solubles

$$178.0 \text{ g pulpa de mango} \left(\frac{20.5 \text{ g ss}}{100 \text{ g pulpa de mango}} \right) + 2.4 \text{ g ác. cítrico} \left(\frac{100 \text{ g ss}}{100 \text{ g ác. cítrico}} \right) +$$
$$x \text{ g sacarosa} = 1000 \text{ g de bebida} \left(\frac{10.2 \text{ g ss}}{100 \text{ g bebida}} \right)$$

$$36.5 \text{ g ss (pulpa de mango)} + 2.4 \text{ g ss (ácido cítrico)} + x \text{ g sacarosa} = 10.2 \text{ g ss (bebida)}$$

$$x \text{ g sacarosa} = 36.5 \text{ g ss} + 2.4 \text{ g ss} - 10.2 \text{ g ss}$$

$$x \text{ g sacarosa} = 28.6 \text{ g sacarosa}$$

Por lo tanto se requieren 28.6 g de sacarosa para formular la bebida.

Cálculo para determinar la masa de agua:

$1000 - (178 \text{ g extracto de mango} + 28.6 \text{ g sacarosa} + 2.4 \text{ g ácido cítrico})$

$1000 - 209 = 791.0 \text{ g de agua}$

Por lo tanto se requieren 791.0 g de agua y 28.6 g de sacarosa para formular la bebida.

Ejercicio: 18

Día: 24 de enero

Enunciado:

¿Cuál es el pH de una disolución de NH_4Br $0.30 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$?

$K_b(\text{NH}_3/\text{NH}_4^+) = 1.7 \times 10^{-5}$

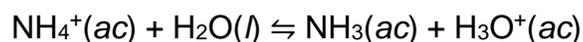
Respuesta corta: pH = 4.88

Resolución:

El bromuro de amonio, NH_4Br , en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



El ion Br^- no tiene carácter básico y no se protona. El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se disocia según la ecuación:



La constante de basicidad del amoníaco es 1.75×10^{-5} , por lo que la constante de disociación ácida del amonio es:

$$K_a = \frac{K_w}{K_b} = 5.9 \times 10^{-10}$$

Con esta información se puede plantear el equilibrio del amonio en disolución acuosa.

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]} = 5.9 \times 10^{-10}$$

Planteando el cuadro de avance de reacción:

$\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$	$\text{NH}_4^+(ac) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightleftharpoons \text{NH}_3(ac) + \text{H}_3\text{O}^+(ac)$		
Inicio	0.30		
Reacciona	-x		
Se forma		x	x
Al equilibrio	0.30-x	x	x

Se requiere resolver una ecuación de segundo grado para obtener la concentración de iones hidronio, H_3O^+ , al equilibrio y luego el pH.

$$K_b = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]} = \frac{x^2}{0.30-x} = 5.9 \times 10^{-10}$$

La ecuación que se genera es: $x^2 + 5.9 \times 10^{-10} - 1.77 \times 10^{-10} = 0$

Las raíces que se obtienen al resolver la ecuación son:

$$x_1 = 1.33 \times 10^{-5} \text{ y } x_2 = -1.33 \times 10^{-5}$$

Se utiliza la raíz cuyo valor tiene un sentido físico, es decir $x_1 = 1.33 \times 10^{-5}$. De esta forma la concentración de iones hidronio, H_3O^+ , al equilibrio es igual 1.33×10^{-5} y el $\text{pH} = 4.88$

Ejercicio: 19

Día: 25 de enero

Enunciado:

La temperatura de ebullición normal del disulfuro de carbono, CS₂, es 319 K. Sabiendo que el calor de vaporización de este compuesto es 26.8 kJ·mol⁻¹, calcula la presión de vapor a 298 K y 1 atm.

Respuesta corta: 0.49 atm

Resolución:

La ecuación de Clausius-Clapeyron relaciona la presión de vapor de un líquido con la temperatura:

$$\ln \frac{P_2}{P_1} = \left(\frac{\Delta H_{\text{vap}}}{R} \right) \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right)$$

(1 atm = 101.3 kPa)

La temperatura de ebullición normal a la que un líquido hierve implica que la presión exterior a la que debe igualarse su presión de vapor es 1 atm, con lo que la ecuación anterior se simplifica, ya que, $\ln P_1 = \ln(1) = 0$:

$$\ln P_2 = \left(\frac{\Delta H_{\text{vap}}}{R} \right) \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right)$$

El valor de presión de vapor es:

$$\ln P_2 = \left(\frac{26.8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}}{8.31 \times 10^{-3} \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}} \right) \left(\frac{1}{319 \text{ K}} - \frac{1}{298 \text{ K}} \right) = -0.71$$

$$P_2 = e^{-0.71} = 0.49 \text{ atm}$$

Ejercicio: 20

Día: 26 de enero

Enunciado:

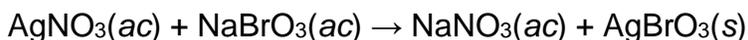
¿Se forma un precipitado cuando se mezclan 50 mL de AgNO_3 $1.0 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ y 50 mL de NaBrO_3 $0.010 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$? Considera volúmenes aditivos;

$K_{ps}(\text{AgBrO}_3) = 5.8 \times 10^{-5}$.

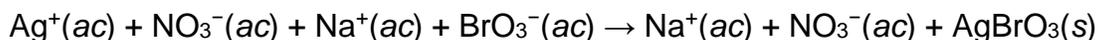
Respuesta corta: Sí se forma un precipitado.

Resolución:

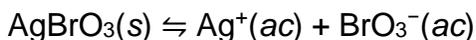
Ecuación molecular:



Ecuación iónica:



El equilibrio entre AgBrO_3 sólido y sus iones es:



La expresión de la constante del producto de solubilidad es:

$$K_{ps} = [\text{Ag}^+][\text{BrO}_3^-] = (s)(s) = s^2$$

Considerando volúmenes aditivos, los valores de las concentraciones de ambos iones en la disolución son respectivamente:

$$[\text{Ag}^+] = \frac{(0.05 \text{ L dis AgNO}_3) \left(\frac{1.0 \text{ mol AgNO}_3}{1 \text{ L dis AgNO}_3} \right)}{(0.05+0.05) \text{ L dis}} = 0.50 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$[\text{BrO}_3^-] = \frac{(0.05 \text{ L dis NaBrO}_3) \left(\frac{0.010 \text{ mol NaBrO}_3}{1 \text{ L dis NaBrO}_3} \right)}{(0.05+0.05) \text{ L dis}} = 0.005 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Para que se forme precipitado es necesario que se cumpla la siguiente condición:

$$Q = [\text{Ag}^+][\text{BrO}_3^-] > K_{ps}$$

El valor del producto iónico es:

$$Q = [\text{Ag}^+][\text{BrO}_3^-] = (0.50)(0.005) = 2.5 \times 10^{-3} \therefore 2.5 \times 10^{-3} > 5.8 \times 10^{-5} (Q > K_{ps})$$

Como el producto iónico, Q, es mayor que K_{ps} , precipita el AgBrO_3 , por lo que sí se forma un sólido insoluble.

Ejercicio: 21

Día: 29 de enero

Enunciado:

La constante de Avogadro es igual a 6.02214×10^{23} unidades elementales y puede corresponder a la cantidad de átomos que hay en un mol de átomos. Además, la carga de un electrón es de 1.6022×10^{-19} C. Relacionando estos datos, calcula el valor de la constante de Faraday que tiene por unidades, $C \cdot mol^{-1}$.

Respuesta corta: $96487 C \cdot mol^{-1}$

Resolución:

$$\left(\frac{6.02214 \times 10^{23} e^-}{1 \text{ mol } e^-} \right) \left(\frac{1.6022 \times 10^{-19} \text{ C}}{1 e^-} \right) = 96487 \frac{\text{C}}{\text{mol } e^-}$$

Como podemos observar, el valor que se obtiene como resultado corresponde a la constante de Faraday, que describe la carga que tiene un mol de electrones.

Ejercicio: 22

Día: 30 de enero

Enunciado:

Una muestra de 65.25 g de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ se disuelve en agua hasta 800 mL de disolución. ¿Qué volumen de esta disolución debe ser diluido con agua para obtener 1.0 L de una disolución $0.100 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ de CuSO_4 ?

Masa molar: $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} = 249.7 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Respuesta corta: 244 mL

Resolución:

Cálculo para obtener la cantidad de sustancia de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ a partir de su masa:

$$65.25 \text{ g CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} \left(\frac{1 \text{ mol CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}}{249.7 \text{ g CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}} \right) = 0.26 \text{ mol CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$$

En agua tendremos 0.26 mol de CuSO_4 , por lo tanto, la concentración de sulfato de cobre en el volumen final es:

$$[\text{CuSO}_4] = \frac{0.26 \text{ mol CuSO}_4}{0.800 \text{ L}} = 0.33 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \text{ CuSO}_4$$

Cálculo para obtener la cantidad de sustancia de CuSO_4 de la disolución final:

$$1 \text{ L} \left(\frac{0.100 \text{ mol CuSO}_4}{1 \text{ L}} \right) = 0.100 \text{ mol CuSO}_4$$

Cálculo para obtener el volumen de disolución necesario para preparar la disolución diluida:

$$0.100 \text{ mol CuSO}_4 \left(\frac{1 \text{ L}}{0.33 \text{ mol CuSO}_4} \right) = 0.303 \text{ L}$$

Se requiere un volumen de 303 mL.

Ejercicio: 23

Día: 31 de enero

Enunciado:

Calcula el pH de una disolución amortiguadora obtenida al mezclar 500 mL de una disolución acuosa de ácido acético, $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$, $0.20 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ (ácido débil) y 500 mL de una disolución que se preparó disolviendo 8.2 g de acetato de sodio, $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{Na}$, (sal de base débil) en 500 mL de agua destilada. Toma en cuenta la ecuación de Henderson-Hasselbach. $K_{a(\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}/\text{CH}_3\text{CO}_2^-)} = 1.8 \times 10^{-5}$

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{base}]}{[\text{ácido}]}$$

Respuesta corta: pH = 4.74

Resolución:

Una disolución formada por cualquier ácido débil y su base conjugada se denomina “amortiguadora”. Esta manifiesta variaciones (pequeñas) de pH por efecto de la dilución o de la adición de cantidades moderadas de ácidos o bases.

Para conocer la concentración de la segunda disolución se calcula:

$$\begin{aligned} & \left(\frac{8.2 \text{ g CH}_3\text{CO}_2\text{Na}}{500 \text{ mL disolución}} \right) \left(\frac{1 \text{ mol CH}_3\text{CO}_2\text{Na}}{82 \text{ g CH}_3\text{CO}_2\text{Na}} \right) \left(\frac{1 \text{ mol CH}_3\text{CO}_2^-}{1 \text{ mol CH}_3\text{CO}_2\text{Na}} \right) \left(\frac{1000 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} \right) \\ & = 0.20 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \text{CH}_3\text{CO}_2 \end{aligned}$$

$$\text{pK}_a = -\log(\text{K}_a)$$

$$\text{pK}_a = -\log(1.8 \times 10^{-5}) = 4.74$$

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{base}]}{[\text{ácido}]}$$

$$\text{pH} = 4.74 + \log \frac{[0.20]}{[0.20]} = 4.74 \therefore \text{pH} = \text{pK}_a$$

Ejercicio 24

Día: 1 de febrero

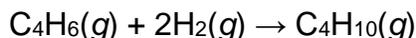
Enunciado:

Se utiliza H₂ para llevar a cabo la reducción de 2.50 g de butan-1,3-dieno (C₄H₆) a butano. Calcula el volumen de gas comercial necesario para llevar a cabo la reacción. La reducción se realiza a 20 °C y 1250 mmHg. La composición en volumen del gas comercial es: 90.0 % de H₂ y 10.0 % de N₂. Masa molar: C₄H₆(g) = 54.0 g·mol⁻¹ y recuerda que pV = nRT (R = 0.082 atm·L·mol⁻¹·K⁻¹).

Respuesta corta: 1.49 L gas comercial

Resolución:

La ecuación balanceada es:



Cálculo para determinar la cantidad de sustancia de butan-1,3-dieno a partir de su masa:

$$2.50 \text{ g C}_4\text{H}_6 \left(\frac{1 \text{ mol C}_4\text{H}_6}{54.0 \text{ g C}_4\text{H}_6} \right) = 0.046 \text{ mol C}_4\text{H}_6$$

Se propone el siguiente cuadro de avance de reacción:

mol	C ₄ H ₆ (g)	+	2 H ₂ (g)	→	C ₄ H ₁₀ (g)
Inicio	0.046		0.092		
Reacciona	-x		-2x		
Se forma					x
Final	0		0		0.046

Considerando comportamiento ideal, el volumen necesario de H₂ es:

$$V = \left(\frac{(0.092 \text{ mol H}_2)(0.082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1})(20+273.15)\text{K}}{1250 \text{ mmHg}} \right) \left(\frac{760 \text{ mmHg}}{1 \text{ atm}} \right) = 1.34 \text{ L H}_2$$

Relacionando H₂ con el gas comercial:

$$1.34 \text{ L H}_2 \left(\frac{100 \text{ L gas comercial}}{90.0 \text{ L H}_2} \right) = 1.49 \text{ L gas comercial}$$

Ejercicio 25

Día: 2 de febrero

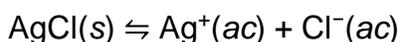
Enunciado:

Calcula la masa de cloruro de plata, AgCl, sólido que hay que añadir a 20.0 L de agua pura para obtener una disolución saturada de esta sustancia. $K_{ps}(\text{AgCl}) = 1.72 \times 10^{-10}$

Respuesta corta: 0.038 g AgCl

Resolución:

El equilibrio de AgCl sólido y sus iones es:



La expresión de la constante del producto de solubilidad es:

$$K_{ps} = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] = s^2 = 1.72 \times 10^{-10} \therefore s = 1.31 \times 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Solubilidad del AgCl:

$$\left(\frac{1.31 \times 10^{-5} \text{ mol AgCl}}{1 \text{ L}} \right) \left(\frac{143.3 \text{ g AgCl}}{1 \text{ mol AgCl}} \right) = 1.88 \times 10^{-3} \frac{\text{g}}{\text{L}} \text{ AgCl}$$

La masa de AgCl para 20 L de disolución es:

$$20.0 \text{ L} \left(\frac{1.88 \times 10^{-3} \text{ g AgCl}}{1 \text{ L}} \right) = 0.038 \text{ g AgCl}$$

Ejercicio 26

Día: 5 de febrero

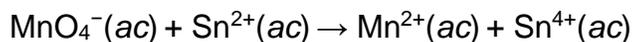
Enunciado:

A un laboratorio de análisis llegó una muestra proveniente de un río cercano a una planta industrial. Se sospecha que los niveles de Sn(II) pueden ser superiores a los marcados por la ley. Para comprobar esta sospecha se valora la muestra en medio ácido con una disolución de KMnO_4 para obtener Mn^{2+} y Sn^{4+} . ¿Cuál es la ecuación iónica balanceada que representa el fenómeno que se lleva a cabo durante la valoración?

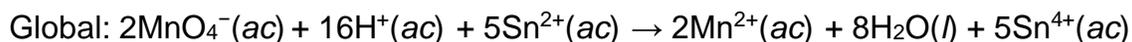
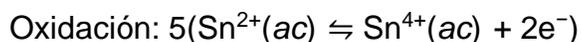
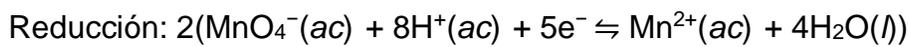
Respuesta corta: $2\text{MnO}_4^-(ac) + 16\text{H}^+(ac) + 5\text{Sn}^{2+}(ac) \rightarrow 2\text{Mn}^{2+}(ac) + 8\text{H}_2\text{O}(l) + 5\text{Sn}^{4+}(ac)$

Resolución:

La ecuación iónica sin balancear:



Las ecuaciones de las semirreacciones que tienen lugar son:



Ejercicio 27

Día: 6 de febrero

Enunciado:

Se requiere 7.40 kg de mezcla de durazno con azúcar para obtener una mermelada que contenga 55 % fruta y 45 % azúcar. Calcula los °Brix de esta mezcla inicial. Se sabe que la materia prima (duraznos) tiene 10.2 °Brix y el azúcar contiene 100 g ss · 100 g⁻¹ azúcar (ss; sólidos solubles; en este ejemplo, sacarosa). 1 °Brix = 1 g ss (sacarosa) · 100 g⁻¹ fruta.

Respuesta corta: 50.61 °Bx mezcla

Resolución:

$$(7.40 \text{ kg mezcla}) \left(\frac{10000 \text{ g}}{1 \text{ kg}} \right) = 7400 \text{ g mezcla}$$

$$(7400 \text{ g mezcla}) \left(\frac{55 \text{ g fruta}}{100 \text{ g de mezcla}} \right) = 4070 \text{ g fruta}$$

$$(7400 \text{ g mezcla}) \left(\frac{45 \text{ g azúcar}}{100 \text{ g de mezcla}} \right) = 3330 \text{ g azúcar}$$

Para calcular los °Brix de la mezcla, se tiene el siguiente balance de materia:

$$4070 \text{ g durazno} \left(\frac{10.2 \text{ g ss}}{100 \text{ g durazno}} \right) + 3330 \text{ g de azúcar} \left(\frac{100 \text{ g ss}}{100 \text{ g azúcar}} \right) = 7400 \text{ g mezcla (x °Brix)}$$

$$\left(\frac{415.14 \text{ g ss durazno} + 3330 \text{ g azúcar}}{7400 \text{ g mezcla}} \right) (100) = 50.61 \text{ °Brix mezcla}$$

Ejercicio 28
Día: 7 de febrero

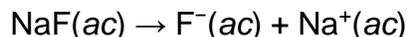
Enunciado:

¿Cuál es el pH de una disolución etiquetada como NaF $0.136 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$? $K_{a(\text{HF}/\text{F}^-)} = 6.8 \times 10^{-4}$

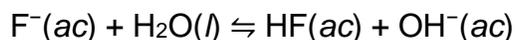
Respuesta corta: pH = 8.1

Resolución:

En disolución acuosa, el fluoruro de sodio, NaF, se encuentra disociado según la ecuación:



El ion Na^+ no tiene carácter ácido. El ion F^- es la base conjugada del ácido débil HF y se protona según la ecuación:



La constante de basicidad del ion fluoruro es:

$$K_b = \frac{[\text{HF}][\text{OH}^-]}{[\text{F}^-]}$$

Siendo:

$$K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{6.8 \times 10^{-4}} = 1.5 \times 10^{-11}$$

En el equilibrio se cumple que:

$[\text{HF}] = [\text{OH}^-]$ y dado que el valor de K_b (1.5×10^{-11}), se puede suponer que la concentración de fluoruro, es prácticamente $[\text{F}^-] \approx 0.136 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

El valor de $[\text{OH}^-]$ es:

$$1.5 \times 10^{-11} = \frac{[\text{OH}^-]^2}{0.136}$$

$$[\text{OH}^-] = 1.4 \times 10^{-6} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

El pOH y pH de la disolución son respectivamente:

$$\text{pOH} = -\log(1.4 \times 10^{-6}) = 5.9 \text{ y } \text{pH} = 14 - 5.9 = 8.1$$

Ejercicio 29

Día: 8 de febrero

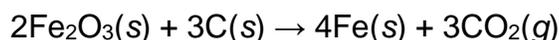
Enunciado:

El Fe se obtiene por reducción de Fe₂O₃ con carbono sólido, que es oxidado a CO₂. Determina a partir de qué temperatura puede producirse el proceso si la presión parcial de CO₂ es 1.00 atm. ΔH_f[°] (kJ·mol⁻¹): Fe₂O₃ = -821, CO₂ = -393. S[°] (J·mol⁻¹·K⁻¹): Fe₂O₃ = 88.8, C = 5.72, Fe = 27.12 y CO₂ = 217.4.

Respuesta corta: 818 K

Resolución:

La ecuación balanceada es:



La variación de entalpía de la reacción se calcula a partir de las entalpías de formación de productos y reactivos:

$$\Delta H^\circ = \sum \Delta H_f^\circ (\text{productos}) - \sum \Delta H_f^\circ (\text{reactivos})$$

Sustituyendo:

$$\Delta H^\circ = 3\Delta H_f^\circ (\text{CO}_2) - 2\Delta H_f^\circ (\text{Fe}_2\text{O}_3)$$

$$\Delta H^\circ = (3 \text{ mol CO}_2) \left(\frac{-393 \text{ kJ}}{1 \text{ mol CO}_2} \right) -$$

$$(2 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3) \left(\frac{-821 \text{ kJ}}{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3} \right) = 463 \text{ kJ por } 2 \text{ mol de Fe}_2\text{O}_3$$

La variación de entropía asociada al proceso puede calcularse a partir de la expresión:

$$\Delta S^\circ = \sum S^\circ(\text{productos}) - \sum S^\circ(\text{reactivos})$$

Sustituyendo:

$$\Delta S^\circ = [3S^\circ(\text{CO}_2) + 4S^\circ(\text{Fe})] - [2S^\circ(\text{Fe}_2\text{O}_3) + 3S^\circ(\text{C})]$$

$$\Delta S^\circ = (3 \text{ mol CO}_2) \left(\frac{217.4 \text{ J}}{\text{mol}\cdot\text{K}} \right) + (4 \text{ mol Fe}) \left(\frac{27.12 \text{ J}}{\text{mol}\cdot\text{K}} \right) - \left[(2 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3) \left(\frac{88.8 \text{ J}}{\text{mol}\cdot\text{K}} \right) - (3 \text{ mol C}) \left(\frac{5.72 \text{ J}}{\text{mol}\cdot\text{K}} \right) \right] = 566 \frac{\text{J}}{\text{K}} \text{ por } 2 \text{ mol de Fe}_2\text{O}_3$$

Relacionando las ecuaciones que permiten calcular la temperatura de equilibrio:

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ \text{ y } \Delta G^\circ = -RT \ln k \therefore T = \frac{\Delta H^\circ}{\Delta S^\circ - R \ln K}$$

El valor de la constante de equilibrio de la reacción es: $K = p_{CO_2}^3 = 1.00$

Considerando que al variar la temperatura los valores de ΔH° y ΔS° no cambian, la temperatura de equilibrio es:

$$T = \frac{\Delta H^\circ}{\Delta S^\circ} = \left(\frac{463 \text{ kJ}}{566 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}} \right) \left(\frac{1000 \text{ J}}{1 \text{ kJ}} \right) = 818 \text{ K} \therefore \text{a partir de } 818 \text{ K puede llevarse a cabo el proceso.}$$

Ejercicio 30

Día: 9 de febrero

Recordando:

Enunciado día 2 de febrero: Calcula la masa de cloruro de plata, AgCl, sólido que hay que añadir a 20.0 L de agua pura para obtener una disolución saturada de esta sustancia. $K_{ps}(\text{AgCl}) = 1.72 \times 10^{-10}$

Respuesta corta: 0.038 g AgCl

Enunciado:

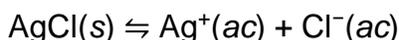
Con el problema del viernes anterior, determina la masa del precipitado originado cuando a la disolución de 20.0 L se le añade una disolución de concentración $2.40 \times 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ de HCl. Supón que la adición no modifica el volumen. Recuerda que $s = 1.31 \times 10^{-5} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

Respuesta corta: 0.0134 g AgCl

Resolución:

Si se añade a la disolución inicial $2.40 \times 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ de HCl, la concentración de Cl^- aumenta. El equilibrio se desplazará en el sentido en el que se consume el Cl^- añadido, según el Principio de Le Châtelier. En esta reacción, el equilibrio se desplazará hacia reactivos.

El equilibrio de AgCl sólido y sus iones es:



La concentración inicial de Cl^- en la disolución es:

$$[\text{Cl}^-] = \left(\frac{2.40 \times 10^{-4} \text{ mol HCl}}{20.0 \text{ L}} \right) \left(\frac{1 \text{ mol Cl}^-}{1 \text{ mol HCl}} \right) = 1.20 \times 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \text{Cl}^-$$

Para calcular la concentración total de Cl^- se debe sumar la concentración que se adicionó a la concentración de la disolución inicial:

$$1.20 \times 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \text{Cl}^- + 1.31 \times 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \text{Cl}^- = 2.51 \times 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \text{Cl}^-$$

Teniendo en cuenta que el equilibrio se desplaza hacia la formación del sólido por la adición del HCl, el cuadro de avance de reacción es:

$mol \cdot L^{-1}$	AgCl	\rightleftharpoons	Ag ⁺	+
	Cl ⁻			
Inicio	-		1.31×10^{-5}	2.51×10^{-5}
Reacciona	-		-x	-x
Se forma	x		-	-
Final	x		$1.31 \times 10^{-5} - x$	$2.51 \times 10^{-5} - x$

La concentración de la nueva disolución es:

$$K_{ps} = (s)(s)$$

$$1.72 \times 10^{-10} = (2.51 \times 10^{-5} - x)(1.31 \times 10^{-5} - x)$$

Resolviendo la ecuación:

$$1.72 \times 10^{-10} = (2.51 \times 10^{-5} - x)(1.31 \times 10^{-5} - x)$$

$$1.72 \times 10^{-10} = 3.29 \times 10^{-10} - 2.51 \times 10^{-5}x - 1.31 \times 10^{-5}x + x^2$$

$$0 = 3.29 \times 10^{-10} - 2.51 \times 10^{-5}x - 1.31 \times 10^{-5}x + x^2 - 1.72 \times 10^{-10}$$

$$0 = x^2 - 3.82 \times 10^{-5}x + 1.57 \times 10^{-10}$$

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}$$

$$x = \frac{3.82 \times 10^{-5} \pm \sqrt{(-3.82 \times 10^{-5})^2 - 4(1)(1.57 \times 10^{-10})}}{2(1)}$$

$$x_1 = 3.35 \times 10^{-5} \frac{mol}{L} \text{ AgCl}$$

$$x_2 = 4.68 \times 10^{-6} \frac{mol}{L} \text{ AgCl}$$

Para resolver el problema, se considera x_2 pues es la única raíz que tiene sentido físico. Tomando en cuenta el volumen inicial, se calcula la cantidad de sustancia de AgCl:

$$20 \text{ L} \left(\frac{4.68 \times 10^{-6} \text{ mol AgCl}}{1 \text{ L}} \right) = 9.36 \times 10^{-5} \text{ mol AgCl}$$

Para determinar la masa de AgCl:

$$9.36 \times 10^{-5} \text{ mol AgCl} \left(\frac{143.3 \text{ g AgCl}}{1 \text{ mol AgCl}} \right) = 0.134 \text{ g AgCl}$$

Ejercicio 31

Día: 12 de febrero

Enunciado:

¿Qué masa de cobre se deposita en un electrodo cuando una corriente eléctrica de 10.0 A atraviesa una disolución de nitrato de cobre(II) durante 30.6 s?

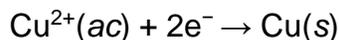
Respuesta corta: 101 g Cu

Resolución:

Primero se calcula la cantidad de sustancia de electrones:

$$(10.0 \text{ A})(30.6 \text{ s}) \left(\frac{1 \text{ C}}{1 \text{ A}\cdot\text{s}} \right) \left(\frac{1 \text{ mol e}^-}{96485 \text{ C}} \right) = 3.17 \times 10^{-3} \text{ mol e}^-$$

La ecuación balanceada es:



A continuación se propone el cuadro de avance de reacción:

<i>mol</i>	$\text{Cu}^{2+}(\text{ac})$	+	2 e^-	→	$\text{Cu}(\text{s})$
Inicio	1.59×10^{-3}		3.17×10^{-3}		
Reacciona	-x		-2x		
Se forma					x
Final	0		0		1.59×10^{-3}

Para calcular la masa de Cu:

$$1.59 \times 10^{-3} \text{ mol Cu} \left(\frac{63.5 \text{ g Cu}}{1 \text{ mol Cu}} \right) = 101 \text{ g Cu}$$

Ejercicio 32

Día: 13 de febrero

Recordando:

Enunciado día 6 de febrero: Se requiere 7.40 kg de mezcla de durazno con azúcar para obtener una mermelada que contenga 55 % fruta y 45 % azúcar. Calcula los °Brix de esta mezcla inicial. Se sabe que la materia prima (duraznos) tiene 10.2 °Brix y el azúcar contiene 100 g ss · 100 g⁻¹ azúcar (ss; sólidos solubles; en este ejemplo, sacarosa). 1 °Brix = 1 g ss (sacarosa) · 100 g⁻¹ fruta.

Respuesta corta: 50.61 °Bx mezcla

Enunciado:

Retomando la pregunta del día 6 de febrero. Calcula la masa de mermelada que se obtendrá. También calcula la masa de pectina de alto metoxilo (PAM) y ácido que se necesita para que la mermelada contenga 65 °Brix, 0.45 % de acidez y 0.95 % PAM. Toma en cuenta que la acidez del durazno debe ser igual a 0.31 %.

Respuesta corta: 5761.75 g mermelada, 54.74 g PAM y 13.31 g ácido

Resolución:

Cálculo para obtener la masa de mermelada:

7400 g mezcla (50.61 °Brix de la mezcla) = x g mermelada (65 °Bx)

$$\left(\frac{374514 \text{ g}}{65 \text{ °Bx}}\right) = 5761.75 \text{ g mermelada}$$

Cálculo para obtener la masa de pectina y ácido:

$$5761.75 \text{ g mermelada} \left(\frac{0.95 \text{ PAM}}{100 \text{ g}}\right) = 54.74 \text{ g PAM}$$

$$4070 \text{ g durazno} \left(\frac{0.31 \text{ g ácido}}{100 \text{ g}}\right) + x \text{ g ácido} = 5761.75 \text{ g mermelada}$$

$$\left(\frac{0.45 \text{ g ácido}}{100 \text{ g mermelada}}\right)$$

$$12.62 + x \text{ g ácido} = 25.93$$

$$x \text{ g ácido} = 13.31 \text{ g ácido}$$

Ejercicio 33

Día: 14 de febrero

Enunciado:

Determina el pH de una disolución de HCl que tiene una concentración $1 \times 10^{-9} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

Respuesta corta: pH = 6.9

Resolución:

El HCl es un ácido monoprótico fuerte que en disolución acuosa se encuentra completamente disociado según la ecuación:



Parecería a primera vista que el pH se calcularía como:

$$\text{pH} = -\log(1 \times 10^{-9})$$

$$\text{pH} = 9$$

Sin embargo, el pH de un ácido fuerte no puede ser igual a pH = 9 \therefore el pH se calcula como la concentración de H^{+} provenientes del ácido y del agua:

$$1 \times 10^{-9} + 1 \times 10^{-7} \text{ (dado por el agua)} = 1.01 \times 10^{-7}$$

$$\text{pH} = -\log(1.01 \times 10^{-7}) = 6.9$$

¡Feliz día de los enamorados!

Ejercicio 34

Día: 15 de febrero

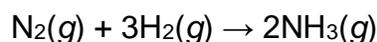
Enunciado:

Cuando reacciona 1.0 L de nitrógeno, medido en condiciones estándar (0 °C y 1 atm) con el hidrógeno necesario para formar amoníaco se libera una energía de 4138.2 J. ¿Qué energía, en $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ (entalpía), se requiere para la formación del amoníaco?

Respuesta corta: $-46.4 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

Resolución:

La ecuación balanceada correspondiente a la formación de amoníaco gaseoso, NH_3 , es:



Considerando comportamiento ideal, la cantidad de sustancia de gas que reacciona es:

$$n = \frac{1 \text{ atm} \cdot 1.0 \text{ L N}_2}{(0.082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1})(273.15 \text{ K})} = 0.0446 \text{ mol N}_2$$

Relacionando la cantidad de sustancia y el calor liberado por la reacción con el valor de la entalpía de formación del amoníaco, NH_3 :

$$\Delta H_f^\circ = \left(\frac{-4138.2 \text{ J}}{0.0446 \text{ mol N}_2} \right) \left(\frac{1 \text{ mol N}_2}{2 \text{ mol NH}_3} \right) \left(\frac{1 \text{ kJ}}{10^3 \text{ J}} \right) = -46.4 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

Además, dado que $\Delta H_f^\circ < 0$, se trata de un proceso exotérmico pues libera energía a los alrededores.

Ejercicio 35

Día: 16 de febrero

Recordando:

Enunciado día 2 de febrero: Calcula la masa de cloruro de plata, AgCl, sólido que hay que añadir a 20.0 L de agua pura para obtener una disolución saturada de esta sustancia. $K_{ps}(\text{AgCl}) = 1.72 \times 10^{-10}$

Respuesta corta: 0.038 g AgCl

Enunciado:

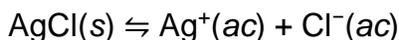
Si se añade a la disolución inicial (viernes 2 de febrero), una disolución de concentración $2.40 \times 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ de HCl y otra disolución $2.00 \times 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ de AgNO_3 . ¿Cuál es la masa del precipitado que se forma? La adición de las disoluciones no afecta el volumen. Recuerda que $s = 1.31 \times 10^{-5} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

Respuesta corta: 0.031 g AgCl

Resolución:

De acuerdo con el Principio de Le Châtelier, si se añade a la disolución inicial una disolución $2.40 \times 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ de HCl y otra disolución $2.00 \times 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ de AgNO_3 , las concentraciones de Cl^- y Ag^+ aumentan y el equilibrio se desplaza hacia el sentido en el que se consuman los iones Cl^- y Ag^+ añadidos. En este caso, el sistema se desplaza hacia reactivos, generando que se forme más AgCl sólido.

El equilibrio entre AgCl y sus iones es:



Suponiendo que no se existe variación de volumen, las nuevas concentraciones de ambos iones son:

Para el anión cloruro:

$$[\text{Cl}^-] = \left(\frac{2.40 \times 10^{-4} \text{ mol HCl}}{20.0 \text{ L}} \right) \left(\frac{1 \text{ mol Cl}^-}{1 \text{ mol HCl}} \right) = 1.2 \times 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \text{Cl}^-$$

Para calcular la concentración total de Cl^- se debe sumar la concentración obtenida, a la concentración de la disolución inicial:

$$1.2 \times 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \text{Cl}^- + 1.31 \times 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \text{Cl}^- = 2.51 \times 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \text{Cl}^-$$

Para el catión plata:

$$[\text{Ag}^+] = \left(\frac{2.00 \times 10^{-4} \text{ mol AgNO}_3}{20.0 \text{ L}} \right) \left(\frac{1 \text{ mol Ag}^+}{1 \text{ mol AgNO}_3} \right) = 1.00 \times 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \text{ Ag}^+$$

Para determinar la concentración total de Ag^+ se debe sumar la concentración obtenida, a la concentración de la disolución inicial:

$$1.00 \times 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \text{ Ag}^+ + 1.31 \times 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \text{ Ag}^+ = 2.31 \times 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \text{ Ag}^+$$

Tomando en cuenta que el equilibrio se desplaza hacia la formación del sólido por la adición del HCl y AgNO_3 , el cuadro de avance de reacción queda como:

$\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$	AgCl	\rightleftharpoons	Cl^-	Ag^+
Inicio	-		2.51×10^{-5}	2.31×10^{-5}
Reacciona	-		-x	-x
Se forma	x		-	-
Final	x		$2.51 \times 10^{-5} - x$	$2.31 \times 10^{-5} - x$

La concentración de la nueva disolución es:

$$K_{ps} = (s)(s)$$

$$1.72 \times 10^{-10} = (2.51 \times 10^{-5} - x)(2.31 \times 10^{-5} - x)$$

Resolviendo la ecuación:

$$1.72 \times 10^{-10} =$$

$$(2.51 \times 10^{-5} - x)(2.31 \times 10^{-5} - x)$$

$$1.72 \times 10^{-10} = 5.80 \times 10^{-10} - 2.51 \times 10^{-5} x$$

$$- 2.31 \times 10^{-5} x + x^2$$

$$0 = 5.80 \times 10^{-10} - 4.82 \times 10^{-5} x +$$

$$x^2 - 1.72 \times 10^{-10}$$

$$0 = x^2 - 4.82 \times 10^{-5} x + 4.08 \times 10^{-10}$$

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}$$

$$x = \frac{4.82 \times 10^{-5} \pm \sqrt{(-4.82 \times 10^{-5})^2 - 4(1)(4.08 \times 10^{-10})}}{2(1)}$$

$$x_1 = 3.72 \times 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \text{ AgCl}$$

$$x_2 = 1.09 \times 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \text{ AgCl}$$

Tomando en cuenta el volumen inicial y la nueva concentración, se calcula la cantidad de sustancia:

$$20 \text{ L} \left(\frac{1.09 \times 10^{-5} \text{ mol AgCl}}{1 \text{ L}} \right) = 2.18 \times 10^{-4} \text{ mol AgCl}$$

Para determinar la masa de AgCl :

$$2.18 \times 10^{-4} \text{ mol AgCl} \left(\frac{143.3 \text{ g AgCl}}{1 \text{ mol AgCl}} \right) = 0.031 \text{ g AgCl}$$

Ejercicio 36

Día: 19 de febrero

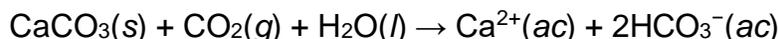
Enunciado:

La formación de una cueva esférica subterránea con un radio de 4 m, se produjo gracias a la reacción que se lleva a cabo entre el carbonato de calcio y el agua de lluvia (que contiene en promedio $20.0 \text{ mg}\cdot\text{L}^{-1}$ de CO_2). La superficie de la cueva es plana, por lo tanto, el área donde cae la lluvia responsable de la formación de la cueva es circular y tiene un radio de 4 m. Escribe la ecuación balanceada que describe este proceso y calcula cuánto tiempo, en años, debió pasar para la formación de la cueva. Toma en cuenta que al año caen $240 \text{ L}\cdot\text{m}^{-2}$ de lluvia. ($V_{\text{esfera}} = 4/3\pi r^3$; $A_{\text{círculo}} = \pi r^2$; densidad $\text{CaCO}_3 = 2.93 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$).

Respuesta corta: $\text{CaCO}_3(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{Ca}^{2+}(\text{ac}) + 2\text{HCO}_3^{-}(\text{ac})$ y 1.44×10^6 años

Resolución:

La ecuación que describe este proceso es:



Área sobre la que cae el agua de lluvia:

$$A = \pi r^2 = (3.1416)(4 \text{ m})^2 = 50.26 \text{ m}^2$$

Volumen de agua de lluvia que cae sobre la cueva en un año:

$$50.26 \text{ m}^2 \left(\frac{240 \text{ L}}{1 \text{ m}^2} \right) = 1.20 \times 10^4 \text{ L de agua de lluvia por año}$$

Volumen de la cueva y por lo tanto volumen CaCO_3 que se disuelve:

$$V = \frac{4}{3}\pi r^3 = \left(\frac{4}{3} \right) (3.1416)(4 \text{ m})^3 = 268.08 \text{ m}^3 \text{ CaCO}_3 \text{ disuelto}$$

Cantidad de sustancia de CaCO_3 :

$$\begin{aligned} 268.08 \text{ m}^3 \text{ CaCO}_3 & \left(\frac{1000000 \text{ cm}^3}{1 \text{ m}^3} \right) \left(\frac{2.93 \text{ g CaCO}_3}{1 \text{ cm}^3} \right) \left(\frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{100.1 \text{ g CaCO}_3} \right) \\ & = 7.85 \times 10^6 \text{ mol CaCO}_3 \end{aligned}$$

Relacionando la cantidad de sustancia de CaCO_3 con la masa de CO_2 :

$$7.85 \times 10^6 \text{ mol CaCO}_3 \left(\frac{1 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol CaCO}_3} \right) \left(\frac{44.0 \text{ g CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} \right) = 3.45 \times 10^8 \text{ g CO}_2$$

Relacionando la masa de CO₂ con el volumen de agua de lluvia:

$$3.45 \times 10^8 \text{ g CO}_2 \left(\frac{1000 \text{ mg CO}_2}{1 \text{ g CO}_2} \right) \left(\frac{1 \text{ L agua de lluvia}}{20.0 \text{ mg CO}_2} \right) = 1.73 \times 10^{10} \text{ L agua de lluvia}$$

Para calcular los años necesarios para la formación de la cueva:

$$1.73 \times 10^{10} \text{ L agua de lluvia} \left(\frac{1 \text{ año}}{1.20 \times 10^4 \text{ L agua de lluvia}} \right) = 1.44 \times 10^6 \text{ años}$$

Ejercicio 37

Día: 20 de febrero

Enunciado:

¿Qué volumen de ácido nítrico al 60.0 % de pureza en masa y densidad $1.48 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$ se necesita para preparar 250 mL de una disolución diluida $1.00 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ de dicho ácido?

Respuesta corta: 18 mL de disolución de HNO_3

Resolución:

La cantidad de sustancia de HNO_3 en la disolución diluida:

$$M = \frac{n}{V} \therefore n = MV$$

$$n = 1.00 \frac{\text{mol}}{\text{L}} (0.25 \text{ L}) = 0.25 \text{ mol HNO}_3$$

De la primera disolución se tomó una alícuota que contiene 0.25 mol de HNO_3 :

$$\begin{aligned} 0.25 \text{ mol HNO}_3 & \left(\frac{63 \text{ g HNO}_3}{1 \text{ mol HNO}_3} \right) \left(\frac{100 \text{ g dis}}{60.0 \text{ g HNO}_3} \right) \left(\frac{1 \text{ mL dis}}{1.48 \text{ g dis}} \right) \\ & = 18 \text{ mL disolución de HNO}_3 \end{aligned}$$

Ejercicio 38

Día: 21 de febrero

Enunciado:

El pK_a del par $H_2PO_4^-/HPO_4^{2-}$ es 7.21. Calcula el pH de 1.0 L de una disolución amortiguadora que contiene $0.50 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ de NaH_2PO_4 y $0.50 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ de Na_2HPO_4 después de la adición de $0.050 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ de KOH.

Respuesta corta: pH = 7.30

Resolución:

El equilibrio correspondiente a una disolución amortiguadora formada por el ácido $H_2PO_4^-$ y una sal que contiene su base conjugada, HPO_4^{2-} es:



La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[HPO_4^{2-}][H^+]}{[H_2PO_4^-]} = [H^+] \frac{[HPO_4^{2-}]}{[H_2PO_4^-]}$$

La ecuación de Henderson-Hasselbach permite calcular el pH de una disolución amortiguadora:

$$pH = pK_a + \log \frac{[HPO_4^{2-}]}{[H_2PO_4^-]}$$

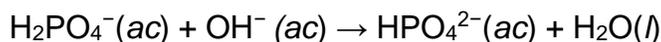
Las concentraciones antes de la adición de KOH son:

$$[HPO_4^{2-}] = [H_2PO_4^-] = 0.50 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

El pH de la disolución antes de la adición de KOH es:

$$pH = 7.21 + \log \frac{0.50}{0.50} = 7.21$$

La adición de 0.050 mol de KOH (base) genera que se lleve a cabo la siguiente reacción:



La adición de KOH de concentración $0.050 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ genera que se consuma la misma concentración de $H_2PO_4^-$ (ácido) y se forme la misma cantidad de HPO_4^{2-} (base).

El pH de la disolución después de la adición de KOH es

$$\text{pH} = 7.21 + \log \frac{0.50 + 0.05}{0.50 - 0.05} = 7.30$$

Ejercicio 39

Día: 22 de febrero

Enunciado:

Un calorímetro con capacidad calorífica de $480 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}$ contiene 0.05 L de amoníaco acuoso $0.20 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ y se le añadieron 0.05 L de una disolución de HCl $0.20 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Después de esto, la temperatura aumentó 1.09 K . Calcula ΔH_r° para la reacción representada por la siguiente ecuación:



Respuesta corta: $-52.3 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

Resolución:

Suponiendo que el calorímetro es un sistema aislado:

$$Q_{\text{sistema}} = 0$$

$Q_{\text{calorímetro}}$ = calor absorbido por el calorímetro para aumentar la temperatura

$$Q_{\text{sistema}} = Q_{\text{calorímetro}} + Q_{\text{reacción}} = 0$$

$$Q_{\text{reacción}} = \text{calor cedido}$$

El valor del calor desprendido en la reacción de neutralización es:

$$Q_{\text{reacción}} = -K_{\text{calorímetro}} \Delta T = (-480 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}) (1.09 \text{ K}) = -523 \text{ J}$$

En la reacción se hacen reaccionar volúmenes iguales de disolución con la misma concentración, su estequiometría es 1 a 1, por lo tanto, se trata de cantidades estequiométricas.

La cantidad de sustancia de cada reactivo es:

$$0.05 \text{ L HCl} \left(\frac{0.20 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L}} \right) = 0.01 \text{ mol HCl}$$

$$0.05 \text{ L NH}_3 \left(\frac{0.20 \text{ mol NH}_3}{1 \text{ L}} \right) = 0.01 \text{ mol NH}_3$$

Relacionando cantidad de sustancia con el calor se obtiene la entalpía de la reacción:

$$-523 \text{ J} \left(\frac{1 \text{ kJ}}{1000 \text{ J}} \right) = -0.523 \text{ kJ}$$

$$\Delta H_r^\circ = \frac{-0.523 \text{ kJ}}{0.01 \text{ mol HCl}} = -52.3 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

Ejercicio 40

Día: 23 de febrero

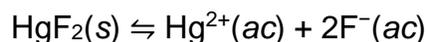
Enunciado:

Los fluoruros como el fluoruro de mercurio(II) son compuestos necesarios para la fabricación de líquidos especiales que se usan para el aire acondicionado. Calcula la masa de HgF_2 ($K_{ps} = 8.0 \times 10^{-8}$) que se puede disolver en 0.25 L de agua. Masa molar: $\text{HgF}_2 = 238.6 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Respuesta corta: 0.16 g HgF_2

Resolución:

El equilibrio entre HgF_2 sólido y sus iones es:



La expresión de la constante del producto de solubilidad es:

$$K_{ps} = [\text{Hg}^{2+}][\text{F}^{-}]^2 = (\text{s})(2\text{s})^2 = 4\text{s}^3$$

El valor de la solubilidad molar en agua es:

$$8.0 \times 10^{-8} = 4\text{s}^3 \rightarrow \text{s} = 2.7 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Determinando la solubilidad, en $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$, a partir de la solubilidad molar:

$$\left(\frac{2.7 \times 10^{-3} \text{ mol}}{1 \text{ L}} \right) \left(\frac{238.6 \text{ g HgF}_2}{1 \text{ mol HgF}_2} \right) = 0.65 \frac{\text{g}}{\text{L}} \text{ HgF}_2$$

La masa de HgF_2 que se puede disolver en 0.25 L de agua es:

$$0.25 \text{ L} \left(\frac{0.65 \text{ g HgF}_2}{1 \text{ L}} \right) = 0.16 \text{ g HgF}_2$$

Ejercicio 41

Día: 26 de febrero

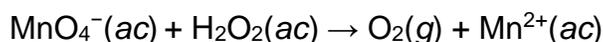
Enunciado:

De un frasco de agua oxigenada (diluida en agua) se toma una muestra de 1.00 g acidificándola con H₂SO₄ y se valora con una disolución 0.20 mol·L⁻¹ de KMnO₄. En la valoración se emplean 17.6 mL de KMnO₄. El H₂O₂ se oxida a O₂ y el MnO₄⁻ se reduce a Mn²⁺. Calcula el porcentaje en masa de agua oxigenada contenida en el frasco.

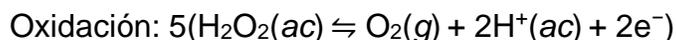
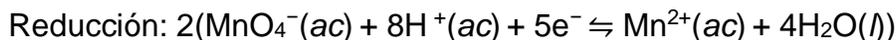
Respuesta corta: 30 %m/m

Resolución:

La ecuación ionica correspondiente a la reacción de óxido-reducción entre H₂O₂ y MnO₄⁻ es:



Las ecuaciones de las semirreacciones que tienen lugar en medio ácido son:



Ahora:

$$M = \frac{n}{V} \therefore n = M \cdot V = (0.20 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1})(17.6 \times 10^{-3} \text{ L}) = 3.52 \times 10^{-3} \text{ mol KMnO}_4$$

Se propone el siguiente cuadro de avance de reacción:

mol	2MnO ₄ ⁻ (ac) + 6H ⁺ (ac) + 5H ₂ O ₂ (ac) → 2Mn ²⁺ (ac) + 5O ₂ (g) + 8H ₂ O(l)	
Inicio	3.5x10 ⁻³	
Reacciona	-2x	-5x
Se forma	-	-
Final	0	0.0085

Como es una titulación el KMnO₄ debe agotarse.

$$0.0035 - 2x \therefore x = 0.00175 \text{ mol} \qquad (0.00175)(5) = 0.00875 \text{ mol}$$

$$0.00875 \text{ mol H}_2\text{O}_2 \left(\frac{34.01 \text{ g H}_2\text{O}_2}{1 \text{ mol H}_2\text{O}_2} \right) = 0.30 \text{ g H}_2\text{O}_2$$

$$0.30 \text{ g H}_2\text{O}_2 \left(\frac{100 \%}{1 \text{ g muestra}} \right) = 30 \% \text{ m/m H}_2\text{O}_2$$

Ejercicio 42

Día: 27 de febrero

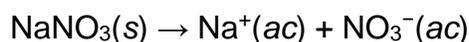
Enunciado:

Se mezclan 10.0 mL de una disolución de NaNO_3 $0.50 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ con 15.0 mL de otra disolución de NaCl $0.10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ y se diluye hasta 50.0 mL. La concentración, de iones Na^+ es:

Respuesta corta: $[\text{Na}^+] = 0.13 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

Resolución:

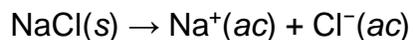
La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del NaNO_3 es:



Por lo tanto:

$$M = \frac{n}{V} \therefore n = M \cdot V = (0.5 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1})(0.01 \text{ L}) = 0.005 \text{ mol Na}^+$$

La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del NaCl es:



Por lo tanto:

$$M = \frac{n}{V} \therefore n = M \cdot V = (0.1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1})(0.015 \text{ L}) = 0.0015 \text{ mol Na}^+$$

$$0.005 \text{ mol Na}^+ + 0.0015 \text{ mol Na}^+ = 0.0065 \text{ mol Na}^+$$

$$\frac{0.0065 \text{ Na}^+ \text{ mol}}{0.050 \text{ L}} = 0.13 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \text{ Na}^+$$

Ejercicio 43

Día: 28 de febrero

Enunciado:

Una disolución amortiguadora contiene concentraciones iguales de una base débil (B) y de su ácido conjugado (BH⁺). Si K_b para el par BH⁺/B es 1.0x10⁻⁹. Calcula el valor de pH de esta disolución.

Respuesta corta: pH = 5.0

Resolución:

El equilibrio correspondiente a una disolución amortiguadora formada por una base débil B y una sal que contiene su ácido conjugado BH⁺ es:



La expresión de la constante de basicidad es:

$$K_b = \frac{[BH^+][OH^-]}{[B]} = [OH^-] \frac{[BH^+]}{[B]}$$

Si [BH⁺]=[B] se obtiene:

$$[OH^-] = K_b = 1.0 \times 10^{-9} = 9.0$$

$$pH = 14 - 9.0 = 5.0$$

Ejercicio 44

Día: 29 de febrero

Enunciado:

Si la entalpía de vaporización del agua a 100 °C es $40.7 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$, calcula ΔS° para la vaporización de 1.00 mol de H_2O a esta temperatura.

Respuesta corta: $109 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}$

Resolución:

La ecuación termoquímica correspondiente a la vaporización del H_2O es:



La expresión que relaciona ΔS° con ΔH° a cierta temperatura es:

$$\Delta S^\circ = \frac{\Delta H^\circ}{T}$$

El valor de ΔS° es:

$$\Delta S^\circ = \left(\frac{40.7 \text{ kJ}}{(100 + 273.15) \text{ K}} \right) \left(\frac{1000 \text{ J}}{1 \text{ kJ}} \right) = 109 \frac{\text{J}}{\text{K}}$$

Ejercicio 45

Día: 1 de marzo

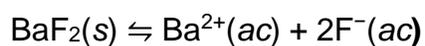
Enunciado:

El fluoruro de bario se utiliza en líquidos para limpiar productos electrónicos. ¿Cuál es el valor de la constante del producto de solubilidad, K_{ps} , del BaF_2 en agua si su solubilidad es de $7.41 \times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ a $25 \text{ }^\circ\text{C}$?

Respuesta corta: $K_{ps} = 1.63 \times 10^{-6}$

Resolución:

El equilibrio correspondiente a BaF_2 sólido y sus iones es:



La expresión de la constante del producto de solubilidad es:

$$K_{ps} = [Ba^{2+}][F^{-}]^2 = (s)(2s)^2 = 4s^3 = 1.63 \times 10^{-6}$$

$$K_{ps} = 1.63 \times 10^{-6}$$

Ejercicio 46

Día: 4 de marzo

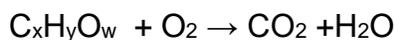
Enunciado:

Una muestra de 33.0 g de un compuesto orgánico formado únicamente por átomos de C, H y O y de la forma $C_xH_yO_w$ se quema en exceso de oxígeno y se producen 66.0 g de dióxido de carbono y 21.6 g de agua. Calcula el porcentaje en masa que hay de cada elemento en el compuesto y también calcula el número de moléculas de los compuestos formados.

Respuesta corta: 54.54 % C, 7.27 % H, 38.19 % O, 9.03×10^{23} moléculas CO_2 y 7.23×10^{23} moléculas H_2O

Resolución:

La ecuación no balanceada de la combustión del compuesto es:



Tomando en cuenta que del compuesto orgánico se transforma todo el carbono en CO_2 y todo el hidrógeno en H_2O :

$$\left(\frac{66.0 \text{ g } CO_2}{33.0 \text{ g } C_xH_yO_w} \right) \left(\frac{1 \text{ mol } CO_2}{44.0 \text{ g } CO_2} \right) \left(\frac{1 \text{ mol } C}{1 \text{ mol } CO_2} \right) \left(\frac{12.0 \text{ g } C}{1 \text{ mol } C} \right) (100) = 54.54 \% C$$

$$\left(\frac{21.6 \text{ g } H_2O}{33.0 \text{ g } C_xH_yO_w} \right) \left(\frac{1 \text{ mol } H_2O}{18.0 \text{ g } H_2O} \right) \left(\frac{2 \text{ mol } H}{1 \text{ mol } H_2O} \right) \left(\frac{1.0 \text{ g } H}{1 \text{ mol } H} \right) (100) = 7.27 \% H$$

Para conocer la cantidad de oxígeno contenido se calcula por diferencia:

$$100 \% C_xH_yO_w - (54.54 \% C + 7.27 \% H) = 38.19 \% O$$

Para calcular el número de moléculas de CO_2 :

$$66.0 \text{ g } CO_2 \left(\frac{1 \text{ mol } CO_2}{44.0 \text{ g } CO_2} \right) \left(\frac{6.022 \times 10^{23} \text{ moléculas } CO_2}{1 \text{ mol } CO_2} \right) \\ = 9.03 \times 10^{23} \text{ moléculas } CO_2$$

$$21.6 \text{ g } H_2O \left(\frac{1 \text{ mol } H_2O}{18.0 \text{ g } H_2O} \right) \left(\frac{6.022 \times 10^{23} \text{ moléculas } H_2O}{1 \text{ mol } H_2O} \right) = 7.23 \times 10^{23} \text{ moléculas } H_2O$$

Ejercicio 47

Día: 5 de marzo

Enunciado:

Calcula el porcentaje de sólidos totales y de sólidos no grasos de una muestra de leche. La leche contiene 4.6 % de grasa y se obtuvo una lectura lactométrica de 33.12 °Q a una temperatura de 15 °C. °Q = grados Quevenne, es la escala que se utiliza para determinar el peso específico (densidad) de la leche con ayuda de un lactómetro. Toma en cuenta que la fórmula para calcular los sólidos totales (ST) es: $ST = (0.25)(L) + (1.2)(G \%)$. Y para los sólidos no grasos es: $SNG = (0.25)(L) + (0.2)(G \%)$. Para ambas fórmulas: L = lectura lactométrica y G % = porcentaje de grasa.

Respuesta corta: 13.8 % ST y 9.2 % SNG

Resolución:

Sólidos totales%

$$ST = (0.25)(33.12) + (1.2)(4.6)$$

$$ST = 13.8 \%$$

Sólidos no grasos

$$SNG = (0.25)(33.12) + (0.2)(4.6)$$

$$SNG = 9.2 \%$$

Ejercicio 48

Día: 6 de marzo

Enunciado:

¿Cuál es el pH de una disolución que se prepara a partir de 100 mL de Ba(OH)₂ 0.0200 mol·L⁻¹ y después se afora hasta 250 mL?

Respuesta corta: pH = 12.2

Resolución:

La concentración de la disolución después de la dilución es:

$$\left(\frac{0.1 \text{ L Ba(OH)}_2}{0.25 \text{ L dis}} \right) \left(\frac{0.0200 \text{ mol Ba(OH)}_2}{1 \text{ L Ba(OH)}_2} \right) = 8.00 \times 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \text{ Ba(OH)}_2$$

El hidróxido de bario, Ba(OH)₂, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



Se propone el siguiente cuadro de avance de reacción:

<i>mol·L⁻¹</i>	Ba(OH) ₂ (ac)	→	2OH ⁻ (ac)	+	Ba ²⁺ (ac)
Inicio	8.00x10 ⁻³				
Reacciona	-x				
Se forma			2x		x
Final	0		0.016		8x10 ⁻³

Los valores del pOH y pH de la disolución son:

$$\text{pOH} = -\log(0.016) = 1.80$$

$$\text{pH} = 14.0 - \text{pOH} = 14.0 - 1.80 = 12.2$$

Ejercicio 49

Día: 7 de marzo

Enunciado:

¿Cuál es el valor de ΔG° para la reacción que se lleva a cabo durante la descomposición de Ag_2O sólido a 298 K y 1 atm? $\Delta H^\circ = -30.6 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ y $\Delta S^\circ = 60.2 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$

Respuesta corta: $-48.5 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

Resolución:

La ecuación de la reacción química que se lleva a cabo es:



$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ$$

$\Delta G^\circ > 0$ proceso no espontáneo

$\Delta G^\circ < 0$ proceso espontáneo

El valor de ΔG° a 298 K es:

$$\Delta G^\circ = \left(\frac{-30.6 \text{ kJ}}{1 \text{ mol}} \right) - \left[298 \text{ K} \left(\frac{60.2 \text{ J}}{1 \text{ mol}\cdot\text{K}} \right) \left(\frac{1 \text{ kJ}}{1000 \text{ J}} \right) \right] = -48.5 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

Ejercicio 50

Día: 8 de marzo

Recordando:

Enunciado día 1 de marzo: El fluoruro de bario se utiliza en líquidos para limpiar productos electrónicos. ¿Cuál es el valor de la constante del producto de solubilidad, K_{ps} , del BaF_2 en agua si su solubilidad es de $7.41 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ a $25 \text{ }^\circ\text{C}$?

Respuesta corta: $K_{ps} = 1.63 \times 10^{-6}$

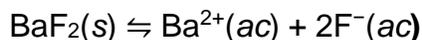
Enunciado:

A partir de la pregunta del viernes anterior. ¿Cuál es la solubilidad molar de BaF_2 en una disolución $1.00 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ de $BaCl_2$ si se encuentra totalmente disociado?

Respuesta corta: $6.38 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \text{ BaF}_2$

Resolución:

El equilibrio correspondiente a la disolución entre BaF_2 sólido y sus iones es:



La expresión de la constante del producto de solubilidad es:

$$K_{ps} = (s)(2s)^2$$

$$1.63 \times 10^{-6} = (1.00)(4s^2)$$

$$\frac{1.63 \times 10^{-6}}{1.00} = 4s^2$$

$$\frac{1.63 \times 10^{-6}}{4.00} = s^2$$

$$s = \sqrt{\frac{1.63 \times 10^{-6}}{4.00}} = 6.38 \times 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \text{ BaF}_2$$

Ejercicio 51

Día: 11 de marzo

Enunciado:

Una gota de H_2SO_4 tiene un volumen de 0.025 mL y una densidad de $1.981 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$. Calcula el número de moléculas de H_2SO_4 que hay en la gota y el número de átomos de oxígeno presentes en la misma. Por último, encuentra la masa de una molécula de dicho ácido.

Respuesta corta: 3.00×10^{20} moléculas H_2SO_4 por gota; 1.20×10^{21} átomos de O por gota y $1.60 \times 10^{-22} \text{ g}\cdot\text{molécula}^{-1}$

Resolución:

Cálculo para obtener la masa de una gota de H_2SO_4 :

$$1 \text{ gota } \text{H}_2\text{SO}_4 \left(\frac{0.025 \text{ mL } \text{H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ gota } \text{H}_2\text{SO}_4} \right) \left(\frac{1.981 \text{ g } \text{H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mL } \text{H}_2\text{SO}_4} \right) = 0.05 \text{ g } \text{H}_2\text{SO}_4$$

Cálculo para determinar la cantidad de sustancia de H_2SO_4 contenida en una gota:

$$0.05 \text{ g } \text{H}_2\text{SO}_4 \left(\frac{1 \text{ mol } \text{H}_2\text{SO}_4}{98.1 \text{ g } \text{H}_2\text{SO}_4} \right) = 5.10 \times 10^{-4} \text{ mol } \text{H}_2\text{SO}_4$$

Cálculo para determinar el número de moléculas de H_2SO_4 y de átomos de O contenidos en una gota:

$$5.10 \times 10^{-4} \text{ mol } \text{H}_2\text{SO}_4 \left(\frac{6.022 \times 10^{23} \text{ moléculas } \text{H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol } \text{H}_2\text{SO}_4} \right) = 3.00 \times 10^{20} \text{ moléculas } \text{H}_2\text{SO}_4$$

$$3.00 \times 10^{20} \text{ moléculas } \text{H}_2\text{SO}_4 \left(\frac{4 \text{ átomos O}}{1 \text{ mol } \text{H}_2\text{SO}_4} \right) = 1.20 \times 10^{21} \text{ átomos O}$$

Cálculo para determinar la masa de una molécula de H_2SO_4 :

$$\left(\frac{0.050 \text{ g } \text{H}_2\text{SO}_4}{3.0 \times 10^{20} \text{ moléculas } \text{H}_2\text{SO}_4} \right) = 1.60 \times 10^{-22} \frac{\text{g}}{\text{molécula}}$$

Ejercicio 52

Día: 12 de marzo

Enunciado:

Se toman 32 mL de HNO₃ concentrado, con densidad de 1.42 g·mL⁻¹ y 69.5 % de pureza en masa. Después se diluyen hasta 500 mL. ¿Qué concentración tiene la disolución después de hacer la dilución?

Masa molar: HNO₃ = 63 g·mol⁻¹

Respuesta corta: 1.02 mol·L⁻¹

Resolución:

La masa de soluto contenida en la disolución concentrada es:

$$32 \text{ mL dis} \left(\frac{1.42 \text{ g dis}}{1 \text{ mL dis}} \right) \left(\frac{69.5 \text{ g HNO}_3}{100 \text{ g dis}} \right) = 31.6 \text{ g HNO}_3$$

Cálculo para determinar la cantidad de sustancia a partir de la masa de HNO₃:

$$31.6 \text{ g HNO}_3 \left(\frac{1 \text{ mol HNO}_3}{63 \text{ g HNO}_3} \right) = 0.50 \text{ mol HNO}_3$$

Utilizando la ecuación:

$$M = \frac{n}{V}$$

$$M = \frac{0.50 \text{ mol}}{0.5 \text{ L}} = 1.00 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Ejercicio 53

Día: 13 de marzo

Enunciado:

En 200 mL de ácido acético, CH₃CO₂H, 0.100 eq·L⁻¹ se disuelven 2.00 g de acetato de sodio, CH₃CO₂Na, sin que haya variación del volumen. Si la constante de acidez del ácido acético, K_a, es de 1.80x10⁻⁵. ¿Cuál es el pH de la disolución?

Respuesta corta: pH = 4.83

Resolución:

En primer lugar se debe recordar que en las disoluciones de ácidos monopróticos y bases monobásicas el valor de la normalidad y el de la molaridad coinciden por tener un equivalente por *mol*.

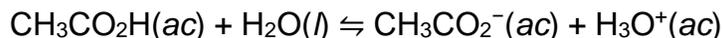
La mezcla de CH₃CO₂Na (base) y CH₃CO₂H (ácido) forma una disolución amortiguadora ácida en la que las concentraciones de ambas especies son respectivamente:

$$[\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}] = 0.100 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$[\text{CH}_3\text{CO}_2\text{Na}] = \left(\frac{2.00 \text{ g CH}_3\text{CO}_2\text{Na}}{200 \text{ mL dis}} \right) \left(\frac{1 \text{ mol CH}_3\text{CO}_2\text{Na}}{82.0 \text{ g CH}_3\text{CO}_2\text{Na}} \right) \left(\frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} \right) = 0.122 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

CH₃COONa

La ecuación correspondiente a la reacción de las sustancias en la disolución es:



Utilizando la ecuación de Henderson-Hasselbach y conociendo el valor de K_a:

$$\text{pK}_a = -\log K_a$$

$$\text{pK}_a = -\log(1.80 \times 10^{-5}) = 4.74$$

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{CH}_3\text{CO}_2^-]}{[\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}]}$$

$$\text{pH} = 4.74 + \log \frac{[0.122]}{[0.100]} = 4.83$$

Ejercicio 54

Día: 14 de marzo

Enunciado:

El equilibrio $\text{HCO}_2\text{H}(l) \rightleftharpoons \text{HCO}_2\text{H}(g)$ tiene una entalpía con valor de $46.60 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$, una entropía de $122 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$ y una energía libre de Gibbs a 298 K de $10.3 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$. Con ayuda de estos datos, calcula la temperatura, en $^{\circ}\text{C}$, en el punto de ebullición del ácido fórmico líquido.

Respuesta corta: $108.85 \text{ }^{\circ}\text{C}$

Resolución:

Con el valor de ΔG° se puede determinar la espontaneidad de un proceso y se calcula con la siguiente ecuación:

$$\Delta G^{\circ} = \Delta H^{\circ} - T\Delta S^{\circ}$$

En termodinámica se logra alcanzar un equilibrio cuando se cumple que $\Delta G^{\circ} = 0$, permitiendo calcular la temperatura del equilibrio líquido-vapor (punto de ebullición).

Por lo tanto, se debe despejar la temperatura, T , de la ecuación: $\Delta G^{\circ} = \Delta H^{\circ} - T\Delta S^{\circ}$

$$T = \frac{\Delta H^{\circ}}{\Delta S^{\circ}} = \frac{46.60 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}}{122 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}} \cdot \frac{1000 \text{ J}}{1 \text{ kJ}} = 382 \text{ K}$$

$$382 \text{ K} - 273.15 \text{ }^{\circ}\text{C} = 108.85 \text{ }^{\circ}\text{C}$$

Ejercicio 55

Día: 15 de marzo

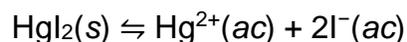
Enunciado:

El yoduro de mercurio(II) se utiliza en dispositivos de detección de rayos gamma y rayos X. Si su producto de solubilidad en agua a 18 °C es 1.0×10^{-28} , ¿cuál es su solubilidad molar en una disolución $0.010 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ de KI a 18 °C?

Respuesta corta: $1.00 \times 10^{-24} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

Resolución:

El equilibrio correspondiente al yoduro de mercurio(II) y sus iones es:



La expresión de la constante del producto de solubilidad es:

$$K_{\text{ps}} = (\text{s})(0.010)^2$$

$$1.0 \times 10^{-28} = (\text{s})(1 \times 10^{-4})$$

$$\frac{1.0 \times 10^{-28}}{1.0 \times 10^{-4}} = \text{s}$$

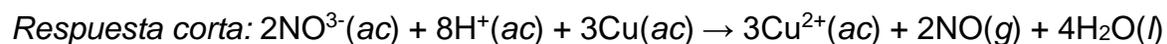
$$\text{s} = 1.00 \times 10^{-24} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \text{ HgI}_2$$

Ejercicio 56

Día: 18 de marzo

Enunciado:

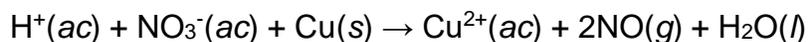
Escribe la ecuación global de la siguiente reacción por el método ión-electrón e indica qué especie se oxida y cuál se reduce.



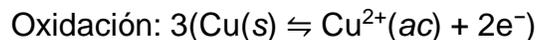
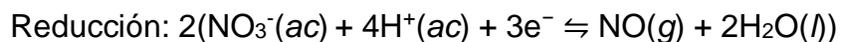
El cobre se oxida y el nitrato se reduce.

Resolución:

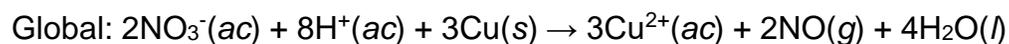
La ecuación iónica sin balancear es:



Las reacciones de reducción y oxidación son:



Por lo tanto, la reacción global balanceada es:



El cobre se oxida y el nitrato se reduce.

Ejercicio 57

Día: 19 de marzo

Enunciado:

La leche está compuesta por proteínas, lípidos (grasas), carbohidratos y algunos minerales. La grasa se encuentra en forma de glóbulos con una densidad menor comparada con la de los otros componentes. En la industria existe un proceso llamado homogeneización y su función es reducir el tamaño de los glóbulos de grasa, con el fin de evitar la separación de fases de la leche en reposo ya que después de cierto tiempo se forma una capa en la parte superior (por la diferencia de densidades). Calcula el índice de homogeneización de una leche que después de 48 h obtuvo un 4.6 % de grasa en la parte superior y 2.3 % en la capa inferior. Por último, menciona si es una leche homogeneizada o no. IH: leche homogeneizada < 10-12.

La fórmula para calcular el índice de homogeneización es:

$$IH = \left(\frac{\% \text{ grasa}_{\text{superior}} - \% \text{ grasa}_{\text{inferior}}}{\% \text{ grasa}_{\text{superior}}} \right) (100)$$

Respuesta corta: 50, leche no homogeneizada

Resolución:

$$IH = \left(\frac{4.6 - 2.3}{4.6} \right) (100) = 50$$

Como IH es mayor que 12, se dice que es una leche no homogeneizada.

Ejercicio 58

Día: 20 de marzo

Recordando:

Enunciado día 13 de marzo: En 200 mL de ácido acético, $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$, $0.100 \text{ eq}\cdot\text{L}^{-1}$ se disuelven 2.00 g de acetato de sodio, $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{Na}$, sin que haya variación del volumen. Si la constante de acidez del ácido acético, K_a , es de 1.80×10^{-5} . ¿Cuál es el pH de la disolución?

Respuesta corta: $\text{pH} = 4.83$

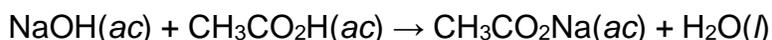
Enunciado:

¿Qué pH tendría la disolución original de la pregunta del miércoles anterior si se le agrega un volumen de 5.0 mL de NaOH $0.200 \text{ eq}\cdot\text{L}^{-1}$?

Respuesta corta: $\text{pH} = 4.83$

Resolución:

Si a la disolución original se le agrega un volumen de 5.0 mL de NaOH $0.200 \text{ eq}\cdot\text{L}^{-1}$ que corresponde para esta base a $0.200 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, la ecuación de la reacción que se produce es:



La cantidad de sustancia de NaOH añadido a la disolución es:

$$0.005 \text{ L NaOH} \left(\frac{0.20 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ L NaOH}} \right) = 0.001 \text{ mol NaOH}$$

Relacionando la cantidad de sustancia de NaOH con el volumen de la disolución inicial (13 de marzo):

$$\frac{0.001 \text{ mol NaOH}}{0.2 \text{ L}} = 0.005 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \text{ NaOH}$$

Relacionando la concentración de NaOH con las concentraciones $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ y $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{Na}$ y considerando que no se produce una variación apreciable en el volumen, las concentraciones de ambas especies al equilibrio después de la adición del NaOH son respectivamente:

$$[\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}] = \frac{0.100 \text{ mol}}{1 \text{ L}} - \frac{0.005 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 0.095 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$[\text{CH}_3\text{CO}_2\text{Na}] = \frac{0.122 \text{ mol}}{1 \text{ L}} + \frac{0.005 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 0.117 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

El pH de la disolución resultante es: $\text{pH} = 4.74 + \log\left(\frac{0.117 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}}{0.095 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}}\right) = 4.83$

Ejercicio 59

Día: 21 de marzo

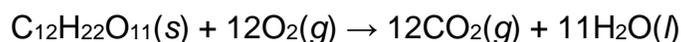
Enunciado:

Calcula el cambio de entalpía de la reacción química correspondiente a la combustión de la sacarosa. ΔH_f° ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$): $\text{CO}_2 = -393.5$; $\text{H}_2\text{O} = -285.8$; $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} = -2225$.

Respuesta corta: $-5641 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

Resolución:

La ecuación química balanceada correspondiente a la combustión de la sacarosa es:



La variación de entalpía asociada al proceso puede calcularse a partir de la expresión:

$$\Delta H^\circ = \sum \Delta H_f^\circ(\text{productos}) - \sum \Delta H_f^\circ(\text{reactivos})$$

Sustituyendo

$$\Delta H^\circ = 11\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}) + 12\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) - \Delta H_f^\circ(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11})$$

$$\begin{aligned} \Delta H^\circ &= \left[\left((11 \text{ mol H}_2\text{O}) \left(\frac{-285.8 \text{ kJ}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} \right) \right) + \left((12 \text{ mol CO}_2) \left(\frac{-393.5 \text{ kJ}}{1 \text{ mol CO}_2} \right) \right) \right] \\ &\quad - \left((1 \text{ mol C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) \left(\frac{-2225 \text{ kJ}}{1 \text{ mol C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}} \right) \right) \\ &= -5641 \text{ kJ por } 1 \text{ mol de C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} \end{aligned}$$

Ejercicio 60

Día: 22 de marzo

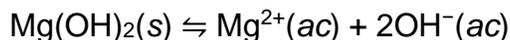
Enunciado:

El hidróxido de magnesio es un laxante comúnmente utilizado tanto en niños como en adultos. Si la constante del producto de solubilidad de $\text{Mg}(\text{OH})_2$ es de 1.00×10^{-11} a $25\text{ }^\circ\text{C}$, calcula el pH de una disolución acuosa de esta sustancia.

Respuesta corta: pH = 10.43

Resolución:

El equilibrio entre el $\text{Mg}(\text{OH})_2$ sólido y sus iones es:



$$K_{\text{ps}} = (\text{s})(2\text{s})^2$$

$$1.00 \times 10^{-11} = 4\text{s}^3$$

$$\frac{1.0 \times 10^{-11}}{4} = \text{s}^3$$

$$\sqrt[3]{\frac{1.0 \times 10^{-11}}{4}} = \text{s}$$

$$\text{s} = 1.36 \times 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \text{Mg}(\text{OH})_2$$

Dado que $[\text{OH}^{-}] = 2\text{s} = 2(1.36 \times 10^{-4}) = 2.72 \times 10^{-4}$

Los valores del pOH y pH de la disolución son respectivamente:

$$\text{pOH} = -\log(2.72 \times 10^{-4}) = 3.57$$

$$\text{pH} = 14.0 - 3.57 = 10.43$$

Ejercicio 61

Día: 25 de marzo

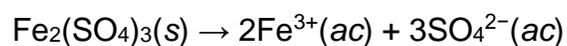
Enunciado:

¿Qué cantidad de sustancia de iones totales se forman cuando se disuelve 0.1 mol de $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ en agua?

Respuesta corta: 0.5 mol de iones

Resolución:

La ecuación balanceada del proceso es:



Se propone el siguiente cuadro de avance de reacción:

<i>mol</i>	$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3(\text{s})$	\rightarrow	$2\text{Fe}^{3+}(\text{ac})$	$+$	$3\text{SO}_4^{2-}(\text{ac})$
Inicio	0.1				
Reacciona	-x				
Se forma			2x		3x
Final	0		0.2		0.3

$0.2 \text{ mol Fe}^{3+} + 0.3 \text{ mol SO}_4^{2-} = 0.5 \text{ mol de iones}$

Ejercicio 62

Día: 26 de marzo

Enunciado:

¿Qué volumen de una disolución concentrada $8.00 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ de HCl hay que utilizar para preparar 3.0 L de una disolución de $2.00 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ de HCl?

Respuesta corta: 0.750 L de disolución de HCl

Resolución:

La cantidad de sustancia necesaria de HCl para preparar la disolución diluida ($2.00 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$) es:

$$3.0 \text{ L dis} \left(\frac{2.00 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L dis}} \right) = 6.00 \text{ mol HCl}$$

Relacionado la cantidad de sustancia de HCl con la disolución concentrada de HCl ($8.00 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$):

$$6.00 \text{ mol HCl} \left(\frac{1 \text{ L dis}}{8.00 \text{ mol HCl}} \right) = 0.750 \text{ L dis}$$

Ejercicio 63

Día: 27 de marzo

Recordando:

Enunciado 13 de marzo: En 200 mL de ácido acético, $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$, $0.100 \text{ eq}\cdot\text{L}^{-1}$ se disuelven 2.00 g de acetato de sodio, $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{Na}$, sin que haya variación del volumen. Si la constante de acidez del ácido acético, K_a , es de 1.80×10^{-5} . ¿Cuál es el pH de la disolución?

Respuesta corta: pH = 4.83

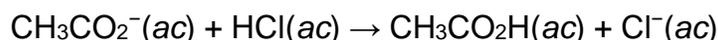
Enunciado:

¿Qué pH tendría la disolución original de la pregunta del miércoles 13 de marzo si se le agregan 5.0 mL de HCl $0.200 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$? Considera que la adición de 5 mL no modifica apreciablemente el volumen.

Respuesta corta: pH = 4.79

Resolución:

Si a la disolución original se le añaden 5.0 mL de HCl $0.200 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ se produce la siguiente reacción:



La cantidad de sustancia de HCl añadido a la disolución es:

$$0.005 \text{ L HCl} \left(\frac{0.200 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L}} \right) = 0.001 \text{ mol HCl}$$

Relacionando la cantidad de sustancia con el volumen de la disolución inicial (13 de marzo):

$$\frac{0.001 \text{ mol HCl}}{0.2 \text{ L}} = 0.005 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \text{ HCl}$$

Relacionando las concentraciones de ácido clorhídrico, HCl, con las de ácido acético, $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$, y acetato, CH_3CO_2^- , y considerando que no se produce una variación apreciable del volumen, las concentraciones de ambas especies al equilibrio después de la adición del HCl son:

$$[\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}] = \frac{0.100 \text{ mol}}{1 \text{ L}} + \frac{0.005 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 0.105 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$[\text{CH}_3\text{CO}_2^-] = \frac{0.122 \text{ mol}}{1 \text{ L}} - \frac{0.005 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 0.117 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

El pH de la disolución resultante es:

$$\text{pH} = 4.74 + \log\left(\frac{0.117 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}}{0.105 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}}\right) = 4.79$$

Ejercicio 64

Día: 28 de marzo

Enunciado

Calcula el valor de ΔG° de una reacción que tiene $\Delta H^\circ = -92 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ y $\Delta S^\circ = -65 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$ a 25°C .

Respuesta corta: $-72.6 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

Resolución:

La expresión que permite calcular ΔG° a partir de ΔH° y ΔS°

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ$$

El valor de ΔG° es:

$$\Delta G^\circ = \frac{-92 \text{ kJ}}{\text{mol}} - \left[(25+273.15)\text{K} \left(\frac{-65 \text{ J}}{\text{mol}\cdot\text{K}} \right) \left(\frac{1 \text{ kJ}}{1000 \text{ J}} \right) \right] = -72.6 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

Ejercicio 65

Día: 29 de marzo

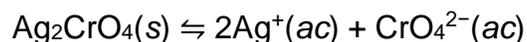
Enunciado

En una disolución se tiene en equilibrio Ag_2CrO_4 con aniones CrO_4^{2-} en concentración $0.10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ y cationes Ag^+ en concentración $4.4 \times 10^{-6} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Calcula la constante del producto de solubilidad del cromato de plata, Ag_2CrO_4 .

Respuesta corta: 1.9×10^{-12}

Resolución:

El equilibrio de Ag_2CrO_4 sólido y sus iones es:



La expresión de la constante del producto de solubilidad es:

$$K_{\text{ps}} = [\text{CrO}_4^{2-}][\text{Ag}^+]^2$$

El valor de la constante es:

$$K_{\text{ps}} = (0.10)(4.4 \times 10^{-6})^2 = 1.9 \times 10^{-12}$$

Ejercicio 66

Día: 1 de abril

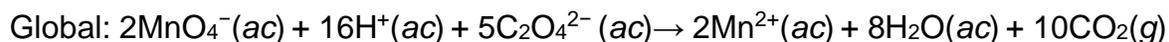
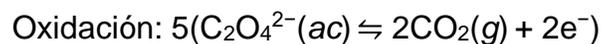
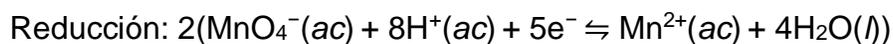
Enunciado:

Consumir en exceso alimentos ricos en oxalato, como la frambuesa, la zarzamora, la fresa, la uva y los arándanos, entre otros, puede producir daño renal y contribuir a la formación de cálculos renales. Si se valora el oxalato, $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$, en medio ácido con KMnO_4 mediante una reacción redox en la que se forma CO_2 y Mn^{2+} . ¿Cuál es la ecuación balanceada del proceso?

Respuesta corta: $2\text{MnO}_4^-(ac) + 16\text{H}^+(ac) + 5\text{C}_2\text{O}_4^{2-}(ac) \rightarrow 2\text{Mn}^{2+}(ac) + 8\text{H}_2\text{O}(ac) + 10\text{CO}_2(g)$

Resolución:

Las ecuaciones de las semirreacciones son:



Ejercicio 67

Día: 2 de abril

Enunciado:

Para conocer la cantidad de queso obtenido a partir de cierto volumen de leche, se debe calcular el rendimiento en masa del queso ($\text{kg queso} \cdot 100 \text{ kg}^{-1} \text{ leche}$). Calcula el rendimiento en base seca de un queso fresco elaborado con 4.52 L de leche. Toma en cuenta que la humedad y masa final fue de 38.45 % y 567 g, respectivamente. Densidad de la leche = $1.031 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$

$\text{Rendimiento} = \left(\frac{\text{masa seca}}{\text{masa leche}} \right) (100)$. % Base seca = 100 - % humedad.

$\text{Masa seca} = (\% \text{ base seca}) \left(\frac{\text{g queso}}{100 \%} \right)$

Respuesta corta: 7.49 % de rendimiento en masa del queso

Resolución:

Cálculo para determinar el porcentaje de base seca:

$$\% \text{ Base seca} = 100 - 38.45 \% = 61.55 \%$$

Cálculo para determinar la masa seca:

$$61.55 \% \left(\frac{567 \text{ g queso}}{100 \%} \right) = 348.99 \text{ g masa seca}$$

Cálculo para determinar la masa de leche:

$$4.52 \text{ L} \left(\frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} \right) \left(\frac{1.031 \text{ g}}{1 \text{ mL}} \right) = 4660.12 \text{ g leche}$$

Cálculo para determinar el rendimiento del queso:

$$\text{Rendimiento} = \left(\frac{348.99 \text{ g queso masa seca}}{4660.12 \text{ g leche}} \right) (100) = 7.49 \%$$

Ejercicio 68

Día: 3 de abril

Enunciado:

Una sustancia AB se descompone para formar A y B de acuerdo con la ecuación:



La constante de equilibrio es: $K_c = 1.0$

Si se introducen 2 mol de AB en un recipiente de 1.0 L, ¿qué cantidad de sustancia total hay al equilibrio?

Respuesta corta: 3 mol

Resolución:

$mol \cdot L^{-1}$	AB(g)	\rightleftharpoons	A(g)	+	B(g)
Inicio	2				
Reacciona	-x				
Se forma			x		x
Final	2-x		x		x

La expresión de la constante de equilibrio es:

$$K_c = \frac{[A][B]}{[AB]}$$

Sustituyendo en la expresión K_c y teniendo en cuenta que $V = 1 L$

$$1.0 = \frac{x^2}{2-x}$$

Resolviendo la ecuación de segundo grado:

$$1(2-x) = x^2$$

$$2 - x = x^2$$

$$2 = x^2 + x$$

$$0 = x^2 + x - 2$$

Recordando la fórmula general

$$a = 1; b = 1; c = -2$$

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}$$

Sustituyendo

$$x = \frac{-1 \pm \sqrt{1-4(1)(-2)}}{2(1)}$$

$$x_1 = 1$$

$$x_2 = -2$$

La cantidad de sustancia totales en el equilibrio es:

$$n_{total} = (2-x) + x + x = 2 + x$$

$$2 + 1 = 3 \text{ mol}$$

Ejercicio 69

Día: 4 de abril

Enunciado:

Las entalpías estándar de formación del vapor de agua y del nitrato de amonio sólido son:

Sustancia	$\text{NH}_4\text{NO}_3(\text{s})$	$\text{H}_2\text{O}(\text{g})$
$\Delta H_f^\circ (\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1})$	-339.9	-241.8

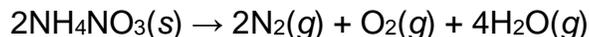
¿Cuál es la variación de entalpía estándar para la descomposición de 16.0 g de NH_4NO_3 sólido para formar una mezcla de agua, nitrógeno y oxígeno (todos en fase gas)?

Masa molar: $\text{NH}_4\text{NO}_3 = 80.0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

Respuesta corta: -28.7 kJ

Resolución:

Se debe de determinar la variación de entalpía asociada al proceso. La ecuación química que lo representa es:



La variación de entalpía asociada al proceso puede calcularse a partir de la expresión:

$$\Delta H^\circ = \sum \Delta H_f^\circ(\text{productos}) - \sum \Delta H_f^\circ(\text{reactivos})$$

Sustituyendo

$$\Delta H^\circ = 4\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}) - 2\Delta H_f^\circ(\text{NH}_4\text{NO}_3)$$

$$\begin{aligned} & \left(4 \text{ mol H}_2\text{O} \left(\frac{-241.8 \text{ kJ}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} \right) \right) - \left(2 \text{ mol NH}_4\text{NO}_3 \left(\frac{-339.9 \text{ kJ}}{1 \text{ mol NH}_4\text{NO}_3} \right) \right) \\ & = -287.4 \text{ kJ por } 2 \text{ mol de NH}_4\text{NO}_3 \end{aligned}$$

No se toman en cuenta las entalpías de formación de O_2 y N_2 ya que, por convenio, sus valores son igual a cero.

Relacionando la entalpía con la masa de NH_4NO_3

$$16.0 \text{ g NH}_4\text{NO}_3 \left(\frac{1 \text{ mol NH}_4\text{NO}_3}{80.0 \text{ g NH}_4\text{NO}_3} \right) \left(\frac{-287.4 \text{ kJ}}{2 \text{ mol NH}_4\text{NO}_3} \right) = -28.74 \text{ kJ}$$

Ejercicio 70

Día: 5 de abril

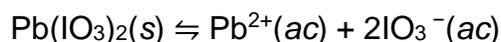
Enunciado:

Las sales de plomo se liberan a la atmósfera a través de los tubos de escape de los coches. Una vez en la atmósfera, ahí permanecen y cuando llueve, estas sales pasan directamente al suelo, produciendo contaminación tanto en suelos como en cuerpos acuíferos. Calcula la solubilidad del yodato de plomo(II) en agua a 25 °C. $K_{ps}(\text{Pb}(\text{IO}_3)_2) = 2.6 \times 10^{-13}$

Respuesta corta: $s = 4.0 \times 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

Resolución:

El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{Pb}(\text{IO}_3)_2$ sólido es:



La expresión de la constante del producto de solubilidad es:

$$K_{ps} = [\text{Pb}^{2+}][\text{IO}_3^{-}]^2 = (s)(2s)^2 = 4s^3 = 2.6 \times 10^{-13} \therefore$$

$$s = \sqrt[3]{\frac{2.6 \times 10^{-13}}{4}}$$

$$s = 4.0 \times 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Ejercicio 71

Día: 8 de abril

Enunciado:

Una picadura de abeja introduce al organismo una disolución acuosa que contiene 0.0130 por ciento en masa de histamina, $C_5H_9N_3$, (sustancia que produce alteraciones fisiológicas). En promedio, el aguijón de una abeja puede introducir 35.0 mg de disolución. ¿Cuántas moléculas de histamina se inoculan en promedio en cada picadura de abeja?

Masa molar: $C_5H_9N_3 = 111.1 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

Respuesta corta: 2.47×10^{16} moléculas $C_5H_9N_3$

Resolución:

Primero se debe calcular la masa de histamina en cada picadura:

$$35.0 \text{ mg dis} \left(\frac{0.0130 \text{ mg } C_5H_9N_3}{100 \text{ mg dis}} \right) \left(\frac{1 \text{ g } C_5H_9N_3}{1000 \text{ mg } C_5H_9N_3} \right) = 4.55 \times 10^{-6} \text{ g } C_5H_9N_3$$

Para calcular el número de moléculas de histamina en cada picadura:

$$4.55 \times 10^{-6} \text{ g } C_5H_9N_3 \left(\frac{1 \text{ mol } C_5H_9N_3}{111.1 \text{ g } C_5H_9N_3} \right) \left(\frac{6.022 \times 10^{23} \text{ moléculas } C_5H_9N_3}{1 \text{ mol } C_5H_9N_3} \right) \\ = 2.47 \times 10^{16} \text{ moléculas } C_5H_9N_3$$

Ejercicio 72

Día: 9 de abril

Enunciado:

Se tiene una disolución comercial de NaOH con una densidad de $1.33 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$ y 30.0 por ciento en masa. Calcula la normalidad de la disolución obtenida al diluir 10.0 mL de la disolución comercial a 2.0 L.

Respuesta corta: $0.05 \text{ eq}\cdot\text{L}^{-1}$

Resolución:

El hidróxido de sodio, NaOH, es una base a la que le corresponde 1 equivalente por mol. La ecuación que representa la disociación de esta base fuerte es:



Cálculo para determinar la normalidad:

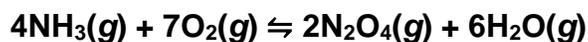
$$\begin{aligned} & \left(\frac{10.0 \text{ mL dis}}{2 \text{ L dis}} \right) \left(\frac{1.33 \text{ g dis}}{1 \text{ mL dis}} \right) \left(\frac{30 \text{ g NaOH}}{100 \text{ g dis}} \right) \left(\frac{1 \text{ mol NaOH}}{40.0 \text{ g NaOH}} \right) \left(\frac{1 \text{ eq NaOH}}{1 \text{ mol NaOH}} \right) \\ & = 0.05 \frac{\text{eq}}{\text{L}} \end{aligned}$$

Ejercicio 73

Día: 10 de abril

Enunciado:

Por medio de la combustión de amoníaco en exceso de oxígeno, se obtiene óxido de nitrógeno(IV) y agua. La ecuación que describe este suceso es:



Inicialmente se tiene: $[\text{N}_2\text{O}_4] = [\text{H}_2\text{O}] = 3.60 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ y en el equilibrio la concentración de vapor agua que queda sin reaccionar es $[\text{H}_2\text{O}] = 0.60 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. ¿Cuál es la molaridad de amoníaco gaseoso, NH_3 , al equilibrio?

Respuesta corta: $[\text{NH}_3]_{\text{eq}} = 2.00 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

Resolución:

$\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$	$4\text{NH}_3(\text{g})$	+	$7\text{O}_2(\text{g})$	\rightleftharpoons	$2\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$	+	$6\text{H}_2\text{O}(\text{g})$
Inicio					3.60		3.60
Reacciona					2x		6x
Se forma	4x		7x				
Equilibrio	4x		7x		3.60-2x		3.60-6x

La concentración de H_2O en el equilibrio permite obtener el valor de x:

$$[\text{H}_2\text{O}] = 3.60 - 6x = 0.60 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

$$x = 0.50 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

La concentración de NH_3 en el equilibrio es:

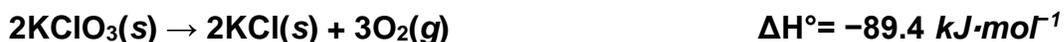
$$[\text{NH}_3]_{\text{eq}} = (4)(0.50 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}) = 2.00 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

Ejercicio 74

Día: 11 de abril

Enunciado:

El oxígeno se puede obtener en un laboratorio por medio del calentamiento de KClO_3 sólido. El proceso de obtención está representado por la siguiente ecuación:



Calcula la energía que se libera cuando por este procedimiento se obtienen 10.1 L de oxígeno medidos en condiciones normales de presión (1 atm) y temperatura (25 °C).
 $R = 0.082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$

Respuesta corta: -110.76 kJ

Resolución:

Considerando comportamiento ideal $pV = nRT$, la cantidad de sustancia de gas que se obtiene es:

$$n = \frac{(1.00 \text{ atm})(10.1 \text{ L O}_2)}{(0.082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1})(298.15 \text{ K})} = 0.413 \text{ mol O}_2$$

Relacionando la cantidad de sustancia con la entalpía del proceso:

$$0.413 \text{ mol O}_2 \left(\frac{-89.4 \text{ kJ}}{\text{mol O}_2} \right) = -36.92 \text{ kJ por 1 mol de O}_2$$

Por lo tanto, para 3 mol de O_2 :

$$(3 \text{ mol O}_2) \left(\frac{-36.92 \text{ kJ}}{1 \text{ mol O}_2} \right) = -110.76 \text{ kJ para 3 mol O}_2$$

Ejercicio 75

Día: 12 de abril

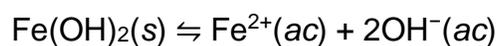
Enunciado:

El hidróxido de hierro(II) es muy importante en la industria metalúrgica ya que ayuda en la obtención de ciertos minerales. ¿Cuál es la relación entre la solubilidad en agua y el producto de solubilidad, K_{ps} , para $\text{Fe}(\text{OH})_2$ a 25 °C?

Respuesta corta: $4s^3$

Resolución:

El equilibrio correspondiente al $\text{Fe}(\text{OH})_2$ sólido y sus iones es:



La expresión de la constante del producto de solubilidad es:

$$K_{ps} = [\text{Fe}^{2+}][\text{OH}^{-}]^2 = (s)(2s)^2 = 4s^3$$

Ejercicio 76

Día: 15 de abril

Enunciado:

El H_2SO_4 puede obtenerse a partir de la tostación de la blenda (mineral cuyo principal componente es ZnS). Los siguientes esquemas dan cuenta del proceso.

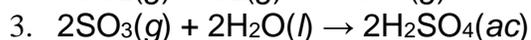
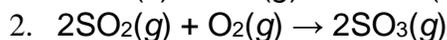
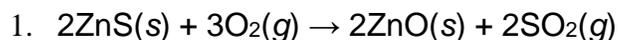
1. Sulfuro de zinc + Oxígeno \rightarrow Óxido de zinc + Dióxido de azufre

2. Dióxido de azufre + Oxígeno \rightarrow Trióxido de azufre

3. Trióxido de azufre + Agua \rightarrow Ácido sulfúrico

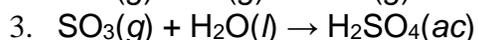
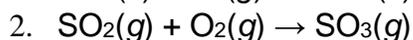
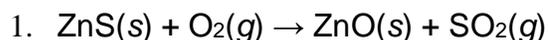
Escribe las ecuaciones balanceadas de cada etapa del proceso.

Respuesta corta:



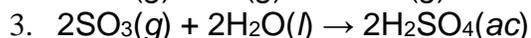
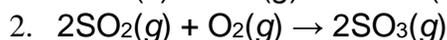
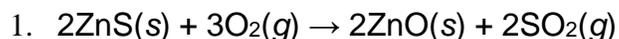
Resolución:

Las ecuaciones químicas correspondientes a las reacciones del proceso son:



Como no hay la misma cantidad de reactivos como de productos, se dice que la ecuación no está balanceada y se debe hacer un ajuste por el método de tanteo.

Por lo tanto, queda:



Ejercicio 77

Día: 16 de abril

Enunciado:

Para la elaboración de un yogurt se partió de 878.4 mL de leche entera con 12.4 % de sólidos totales. Por medio de un balance de materia calcula la masa de leche en polvo que se debe adicionar para alcanzar 18.0 % de sólidos. Toma en cuenta que la leche en polvo tiene un contenido de humedad de 3.59 %. Densidad de la leche: 1.031 g·mL⁻¹.

$$\text{Sólidos Totales} = \left(\frac{100 \text{ g} - \% \text{ humedad}}{100 \%} \right)$$

Respuesta corta: 64.68 g leche en polvo

Resolución:

$$878.4 \text{ mL leche entera} \left(\frac{1.031 \text{ g}}{1 \text{ mL}} \right) = 905.63 \text{ g leche entera}$$

$$12.4 \text{ g ST leche entera} \left(\frac{1 \text{ g}}{100 \text{ g}} \right) = 0.124 \text{ g ST leche entera}$$

Para calcular los sólidos totales de la leche en polvo:

$$\text{ST} = \left(\frac{100 \text{ g} - 3.59\%}{100\%} \right) = 0.964 \text{ g}$$

Balance de materia para conocer la masa de leche en polvo necesaria para la elaboración del yogurt:

$$((g \text{ de leche entera})(g \text{ sólidos totales de leche entera})) + ((x \text{ g leche en polvo})(g \text{ sólidos totales leche en polvo})) = (g \text{ leche entera} + x \text{ g leche en polvo})(g \text{ sólidos totales de leche estandarizada})$$

$$((905.63 \text{ g leche entera})(0.124 \text{ g ST/g leche entera})) + ((x \text{ g leche en polvo})(0.964 \text{ g ST/g leche en polvo})) = (905.63 \text{ g leche entera} + x \text{ g leche en polvo})(0.18 \text{ g ST de leche estandarizada})$$

$$112.30 + 0.964x = 163.01 + 0.18x$$

$$0.964x - 0.18x = 163.01 - 112.30$$

$$0.784x = 50.71$$

$$x = 64.68 \text{ g leche en polvo}$$

Ejercicio 78

Día: 17 de abril

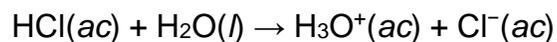
Enunciado:

El jefe de un laboratorio encargó a los analistas que por medio de cálculos determinen el pH de una disolución que no tiene etiqueta. Lo único que saben es que la disolución contiene un ácido débil y que tiene el mismo pH que una disolución de HCl $5.49 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. ¿Cuál es el pH de este ácido?

Respuesta corta: pH = 2.26

Resolución:

El HCl es un ácido fuerte que en disolución acuosa se encuentra completamente disociado según la ecuación:



De acuerdo con el balance de materia:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HCl}] = 5.49 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

El pH de la disolución es:

$$\text{pH} = -\log(5.49 \times 10^{-3}) = 2.26$$

Ejercicio 79

Día: 18 de abril

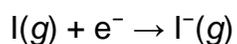
Enunciado:

La afinidad electrónica del átomo de yodo es $-295 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$. Calcula la energía liberada al ionizar 152.4 g de átomos de yodo gas. Masa molar: $I = 126.9 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

Respuesta corta: -354 kJ

Resolución:

La afinidad electrónica del yodo es la energía asociada al proceso:



$$\Delta H^{\circ} = -295 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

Relacionando la cantidad de sustancia con la energía:

$$152.4 \text{ g I} \left(\frac{1 \text{ mol I}}{126.9 \text{ g I}} \right) \left(\frac{-295 \text{ kJ}}{1 \text{ mol I}} \right) = -354 \text{ kJ}$$

Ejercicio 80

Día: 19 de abril

Enunciado:

El bórax se utiliza normalmente en detergentes, jabones y desinfectantes. Es un sólido poco soluble. El proceso de obtención está representado por la siguiente ecuación:



¿Cuál es la relación entre su solubilidad en agua y su producto de solubilidad, K_{ps} ?

Respuesta corta: $4s^3$

Resolución:

La expresión de la constante del producto de solubilidad es:

$$K_{\text{ps}} = [\text{Na}^+]^2[\text{B}_4\text{O}_5(\text{OH})_4^{2-}] = (2s)^2(s) = 4s^3$$

Ejercicio 81

Día: 22 de abril

Enunciado:

El análisis químico elemental de la nicotina (sustancia química del tabaco que genera adicción) tiene la siguiente composición porcentual en masa: 74.04 % C, 8.70 % H y 17.24 % N. Si la masa molecular de la nicotina es $162.2 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ ¿Cuál es su fórmula molecular?

Respuesta corta: $\text{C}_{10}\text{H}_{14}\text{N}_2$

Resolución:

Para el cálculo se puede tomar como base 100 g de nicotina. Relacionando las cantidades dadas con la masa molar se obtiene la fórmula molecular de la nicotina.

$$\left(\frac{70.04 \text{ g C}}{100 \text{ g nicotina}}\right) \left(\frac{1 \text{ mol C}}{12.0 \text{ g C}}\right) \left(\frac{162.2 \text{ g nicotina}}{1 \text{ mol nicotina}}\right) = 10 \frac{\text{mol C}}{\text{mol nicotina}}$$

$$\left(\frac{8.70 \text{ g H}}{100 \text{ g nicotina}}\right) \left(\frac{1 \text{ mol H}}{1.0 \text{ g H}}\right) \left(\frac{162.2 \text{ g nicotina}}{1 \text{ mol nicotina}}\right) = 14 \frac{\text{mol H}}{\text{mol nicotina}}$$

$$\left(\frac{17.24 \text{ g C}}{100 \text{ g nicotina}}\right) \left(\frac{1 \text{ mol N}}{14.0 \text{ g N}}\right) \left(\frac{162.2 \text{ g nicotina}}{1 \text{ mol nicotina}}\right) = 2 \frac{\text{mol N}}{\text{mol nicotina}}$$

Fórmula molecular: $\text{C}_{10}\text{H}_{14}\text{N}_2$

Ejercicio 82

Día: 23 de abril

Enunciado:

Se necesita 1.0 L de cierta disolución de H₂SO₄ para reaccionar totalmente con 1.00 kg de Na₂CO₃ anhidro. Calcula la concentración, en mol·L⁻¹, de la disolución de H₂SO₄.

Respuesta corta: 9.43 mol·L⁻¹

Resolución:

La ecuación balanceada correspondiente a la reacción entre Na₂CO₃ y H₂SO₄ es:



Relacionando la masa de Na₂CO₃ con la cantidad de sustancia de H₂SO₄:

$$\begin{aligned} 1 \text{ kg Na}_2\text{CO}_3 \left(\frac{1000 \text{ g Na}_2\text{CO}_3}{1 \text{ kg Na}_2\text{CO}_3} \right) \left(\frac{1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3}{106.0 \text{ g Na}_2\text{CO}_3} \right) \left(\frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3} \right) \\ = 9.43 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 \end{aligned}$$

La concentración de la disolución ácida es:

$$\left(\frac{9.43 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ L dis}} \right) = 9.43 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Ejercicio 83

Día: 24 de abril

Recordando:

Enunciado 17 día de abril: El jefe de un laboratorio encargó a los analistas que por medio de cálculos determinen el pH de una disolución que no tiene etiqueta. Lo único que saben es que la disolución contiene un ácido débil y que tiene el mismo pH que una disolución de HCl $5.49 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. ¿Cuál es el pH de este ácido?

Respuesta corta: pH = 2.26

Enunciado:

Calcula la constante de disociación ácida y el grado de disociación del ácido débil mencionado el miércoles pasado. Toma en cuenta que la concentración inicial para el ácido es $0.10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Respuesta corta: $K_a = 3.19 \times 10^{-4}$ y 5.5 %

Resolución:

El ácido débil HA en disolución acuosa se encuentra parcialmente disociado según la ecuación:



La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]}$$

Aplicando los correspondientes balances y aproximaciones se puede escribir:

$$[\text{A}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] \text{ y } [\text{HA}] = c - [\text{H}_3\text{O}^+]$$

Siendo c la concentración inicial de HA.

La expresión de la constante de acidez queda como:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{c - [\text{H}_3\text{O}^+]}$$

La concentración inicial, c , del ácido HA es $0.10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, el valor de K_a es:

$$K_a = \frac{(5.49 \times 10^{-3})^2}{(0.10 - 5.49 \times 10^{-3})} = 3.19 \times 10^{-4}$$

El grado de disociación del ácido es:

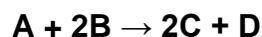
$$\alpha = \frac{[A^-]}{[HA]_0} = \frac{5.49 \times 10^{-3} \text{ mol/L}}{0.10 \text{ mol/L}} (100) = 5.5 \%$$

Ejercicio 84

Día: 25 de abril

Enunciado:

Considerando los siguientes datos:



$$\Delta H^\circ = -12000 \text{ J}$$

$$\Delta H_f^\circ(\text{A}) = -10000 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H_f^\circ(\text{C}) = -15000 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H_f^\circ(\text{D}) = -2000 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}$$

Calcula la entalpía de formación de $\Delta H_f^\circ(\text{B})$.

Respuesta corta: $-5000 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}$

Resolución:

La variación de entalpía asociada al proceso puede calcularse a partir de la expresión:

$$\Delta H^\circ = \Sigma \Delta H_f^\circ(\text{productos}) - \Sigma \Delta H_f^\circ(\text{reactivos})$$

Sustituyendo

$$\Delta H^\circ = [2\Delta H_f^\circ(\text{C}) + \Delta H_f^\circ(\text{D})] - [\Delta H_f^\circ(\text{A}) + 2\Delta H_f^\circ(\text{B})]$$

$$-12000 \text{ J} = \left[\left(2 \text{ mol C} \left(\frac{-15000 \text{ J}}{1 \text{ mol C}} \right) \right) + \left(1 \text{ mol D} \left(\frac{-2000 \text{ J}}{1 \text{ mol D}} \right) \right) \right] - \left[\left(1 \text{ mol A} \left(\frac{-10000 \text{ J}}{1 \text{ mol A}} \right) \right) + \Delta H_f^\circ(2 \text{ mol B}) \right]$$

$$\Delta H_f^\circ(2 \text{ mol B}) = \left[\left(2 \text{ mol C} \left(\frac{-15000 \text{ J}}{1 \text{ mol C}} \right) \right) + \left(1 \text{ mol D} \left(\frac{-2000 \text{ J}}{1 \text{ mol D}} \right) \right) \right] - \left[\left(1 \text{ mol A} \left(\frac{-10000 \text{ J}}{1 \text{ mol A}} \right) \right) + 12000 \text{ J} \right]$$

$$\Delta H_f^\circ(2 \text{ mol B}) = -10000 \text{ J}$$

$$\Delta H_f^\circ(\text{mol B}) = \frac{-10000 \text{ J}}{2 \text{ mol B}} = -5000 \text{ J por 1 mol de B}$$

Ejercicio 85

Día: 26 de abril

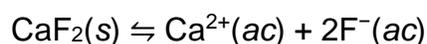
Enunciado:

La solubilidad en agua del CaF_2 es de $0.0160 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$ a una temperatura de $18 \text{ }^\circ\text{C}$.
¿Cuál es el valor del producto de solubilidad del CaF_2 a esa temperatura?
Masa molar: $\text{CaF}_2 = 78.1 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Respuesta corta: 3.45×10^{-11}

Resolución:

El equilibrio correspondiente a CaF_2 sólido y sus iones es:



La expresión de la constante del producto de solubilidad es:

$$K_{\text{ps}} = [\text{Ca}^{2+}][\text{F}^{-}]^2 = (\text{s})(2\text{s})^2 = 4\text{s}^3$$

La solubilidad molar del CaF_2 es:

$$\text{s} = \left(\frac{0.0160 \text{ g CaF}_2}{1 \text{ L}} \right) \left(\frac{1 \text{ mol CaF}_2}{78.1 \text{ g CaF}_2} \right) = 2.05 \times 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

El valor del producto de solubilidad es:

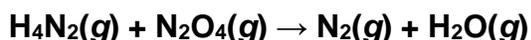
$$K_{\text{ps}} = (4)(2.05 \times 10^{-4})^3 = 3.45 \times 10^{-11}$$

Ejercicio 86

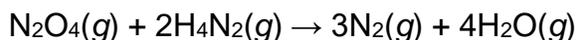
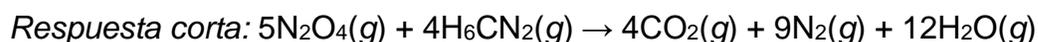
Día: 29 de abril

Enunciado:

Se estudió una pila de combustible que se utiliza para producir energía eléctrica y se encontró que se llevan a cabo dos reacciones redox representadas por las siguientes ecuaciones:

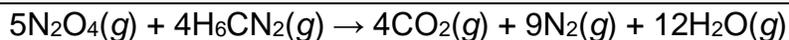
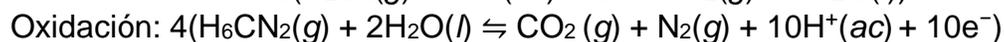
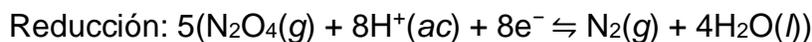


¿Cuáles son las ecuaciones balanceadas de ambas reacciones?

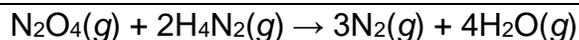
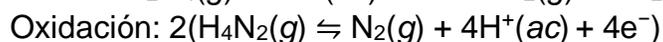
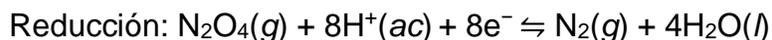


Resolución:

- Reacción 1



- Reacción 2



Ejercicio 87

Día: 30 de abril

Enunciado

Un químico de alimentos compró una lata de mangos en almíbar que tiene 320 g de jarabe. A partir de esta, se elabora otra lata con 20 % de exceso de jarabe en masa (comparado con el declarado en la etiqueta de la que compró). Calcula la masa de jarabe que se debe utilizar para preparar la lata.

Respuesta corta: 384 g jarabe

Resolución:

$$\frac{(20\%)(320 \text{ g jarabe})}{100 \%} = 64 \text{ g jarabe}$$

Se deben agregar 64 g de jarabe para obtener el exceso deseado.

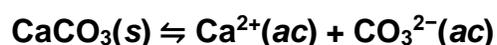
$$320 \text{ g jarabe} + 64 \text{ g (para el exceso del jarabe)} = 384 \text{ g de jarabe}$$

Ejercicio 88

Día: 1 de agosto

Enunciado:

La constante de equilibrio de la siguiente reacción a 25 °C es: $K = 2.80 \times 10^{-9}$



Calcula el valor de ΔG° y determina si el proceso es exergónico.

Respuesta corta: $\Delta G^\circ = 4.9 \times 10^4 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}$ \therefore no exergónico

Resolución:

Recuerda que la expresión que relaciona ΔG° y la constante de equilibrio K es:

$$\Delta G^\circ = -RT \ln K$$

$$R = 8.31 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}$$

El valor de ΔG° es:

$$\Delta G^\circ = - \left(\frac{8.31 \text{ J}}{\text{mol}\cdot\text{K}} \right) (298.15 \text{ K}) (\ln 2.80 \times 10^{-9}) = 4.9 \times 10^4 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}$$

Como ΔG° es positivo, el proceso no se encuentra favorecido termodinámicamente, esto quiere decir que no es espontáneo ni exergónico.

Ejercicio 89

Día: 2 de agosto

Recordando:

Enunciado 12 de abril: El hidróxido de hierro(II) es muy importante en la industria metalúrgica ya que ayuda en la obtención de ciertos minerales. ¿Cuál es la relación entre la solubilidad en agua y el producto de solubilidad, K_{ps} , para $\text{Fe}(\text{OH})_2$ a 25 °C?

Respuesta corta: $4s^3$

Enunciado:

A 5.0 g de $\text{Fe}(\text{OH})_2$ ($K_{ps} = 1.64 \times 10^{-14}$) se le agrega agua hasta un volumen de 100 mL a 25 °C. Calcula el pH de la disolución. Toma en cuenta tu respuesta del día 12 de abril.

Respuesta corta: pH = 9.20

Resolución:

Tomando en cuenta la respuesta del 12 de abril, la expresión de la constante del producto de solubilidad es:

$$K_{ps} = [\text{Fe}^{2+}][\text{OH}^-]^2 = (s)(2s)^2 = 4s^3$$

A partir del valor de K_{ps} se puede calcular el valor de la solubilidad molar:

$$1.64 \times 10^{-14} = 4s^3$$

$$s = 1.60 \times 10^{-5} \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\text{pOH} = -\log(1.60 \times 10^{-5}) = 4.80$$

$$\text{pH} = 14 - 4.80 = 9.20$$

Ejercicio 90

Día: 5 de agosto

Enunciado:

En un laboratorio se extrae aceite de hojas de menta y después se aísla un alcohol llamado mentol. El mentol posee un efecto refrescante sobre las mucosas por lo que se utiliza en medicamentos y cigarros. Una muestra de 100.5 mg se quema y genera 282.9 mg de CO_2 y 115.9 mg de H_2O . Determina la fórmula molecular del mentol sabiendo que está constituido únicamente por átomos de C, H y O. Masa molar: mentol = $156 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Respuesta corta: $\text{C}_{10}\text{H}_{20}\text{O}$

Resolución:

La cantidad de sustancia de carbono, C, contenida en el mentol (ME) se determina por el CO_2 que se forma:

$$\left(\frac{282.9 \text{ mg CO}_2}{100.5 \text{ mg ME}}\right) \left(\frac{1 \text{ mmol CO}_2}{44.0 \text{ mg CO}_2}\right) \left(\frac{1 \text{ mmol C}}{1 \text{ mmol CO}_2}\right) \left(\frac{156 \text{ mg ME}}{1 \text{ mmol ME}}\right) = 10 \frac{\text{mmol C}}{\text{mmol ME}}$$

La cantidad de sustancia de hidrógeno, H, contenida en el mentol (ME) se determina por el H_2O que se forma:

$$\left(\frac{115.9 \text{ mg H}_2\text{O}}{100.5 \text{ mg ME}}\right) \left(\frac{1 \text{ mmol H}_2\text{O}}{18.0 \text{ mg H}_2\text{O}}\right) \left(\frac{2 \text{ mmol H}}{1 \text{ mmol H}_2\text{O}}\right) \left(\frac{156 \text{ mg ME}}{1 \text{ mmol ME}}\right) = 20 \frac{\text{mmol H}}{\text{mmol ME}}$$

A continuación se obtiene la masa de carbono e hidrógeno:

$$(10 \text{ mmol C}) \left(\frac{12.0 \text{ mg C}}{1 \text{ mmol C}}\right) = 120 \text{ mg C}$$

$$(20 \text{ mmol H}) \left(\frac{1.0 \text{ mg H}}{1 \text{ mmol H}}\right) = 20 \text{ mg H}$$

La masa de O contenida en el mentol (ME) se determina por diferencia:

$$\frac{156 \text{ mg ME} - 120 \text{ mg C} - 20 \text{ mg H}}{1 \text{ mmol ME}} = 16 \frac{\text{mg O}}{\text{mmol ME}}$$

Por lo tanto la cantidad de sustancia de oxígeno, O, contenido en el mentol:

$$\left(\frac{16 \text{ mg O}}{1 \text{ mmol ME}}\right) \left(\frac{1 \text{ mmol O}}{16.0 \text{ mg O}}\right) = 1 \frac{\text{mmol O}}{\text{mmol ME}}$$

Así, la fórmula del mentol es $\text{C}_{10}\text{H}_{20}\text{O}$

Ejercicio 91

Día: 6 de agosto

Recordando:

Enunciado día 30 de abril: Un químico de alimentos compró una lata de mangos en almíbar que tiene 320 g de jarabe. A partir de esta, se elabora otra lata con 20 % de exceso de jarabe en masa (comparado con el declarado en la etiqueta de la que compró). Calcula la masa de jarabe que se debe utilizar para preparar la lata.

Respuesta corta: 384 g jarabe

Enunciado:

La lata que se quiere elaborar con el 20 % de exceso de jarabe mencionada el martes pasado, se quiere igualar con la muestra comercial que contiene 480 g de mango y una masa total de 800 g. Al hacer el análisis de la muestra y de la materia prima se obtuvieron 18.1 °Bx en el mango (materia prima) y 19.7 °Bx en el almíbar de la lata comercial.

Sabiendo estos datos ¿Cuántos °Bx deberá tener el jarabe que se debe preparar para igualar la muestra (19.7 °Bx)?

Respuesta corta: 18.42 °Bx

Resolución:

$$(18.1 \text{ °Bx mango})(480 \text{ g mango}) + (x \text{ °Bx})(384 \text{ g jarabe con exceso}) = (19.7 \text{ °Bx almíbar})(800 \text{ g})$$

$$8688 + 384(x) = 15760$$

$$x = \frac{15760 - 8688}{384} = 18.42$$

$x = 18.42 \text{ °Bx}$ del jarabe a preparar

Ejercicio 92

Día: 7 de agosto

¿Qué variación de pH se produce al añadir 10.0 mL de NaOH 0.150 mol·L⁻¹ a medio litro de agua pura? Supón volúmenes aditivos

Respuesta corta: ΔpH = 4.47

Resolución:

Calculando la cantidad de sustancia de NaOH

$$M = \frac{n}{V}$$

$$n = M \cdot V$$

$$n = 0.150 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0.01 \text{ L}$$

$$n = 1.5 \times 10^{-3} \text{ mol NaOH}$$

El NaOH es una base fuerte que en disolución acuosa se encuentra completamente disociada de acuerdo con la ecuación:



Para calcular el volumen total:

$$10 \text{ mL} + 500 \text{ mL} = 510 \text{ mL} \therefore 0.51 \text{ L}$$

Para calcular la concentración de hidróxido de sodio en la disolución se deben considerar los volúmenes aditivos:

$$\frac{1.5 \times 10^{-3} \text{ mol}}{0.51 \text{ L}} = 2.94 \times 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Tomando en cuenta los volúmenes aditivos, podemos asegurar que la concentración de hidróxido es:

$$[\text{OH}^-] = [\text{NaOH}] = 2.94 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

El pOH y pH de la disolución son, respectivamente:

$$\text{pOH} = -\log(2.94 \times 10^{-3}) = 2.53$$

$$\text{pH} = 14.0 - 2.53 = 11.47$$

El agua es neutra por lo tanto su pH = 7.00; por lo que la variación de pH al añadir el hidróxido de sodio es:

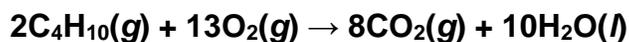
$$\Delta\text{pH} = 11.47 - 7.0 = 4.47$$

Ejercicio 93

Día: 8 de agosto

Enunciado:

Una de las reacciones químicas más estudiadas en termoquímica es la combustión del butano que se representa a continuación:



Esta reacción tiene un cambio en entalpía, ΔH° , igual a $-5.3086 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$. Por lo tanto ¿Qué cantidad de energía se libera si se queman 200.0 g de este gas?

Respuesta corta: -9.153 kJ

Resolución:

Relacionando la cantidad de sustancia del butano con la entalpía:

$$(200.0 \text{ g C}_4\text{H}_{10}) \left(\frac{1 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}}{58.0 \text{ g C}_4\text{H}_{10}} \right) \left(\frac{-5.3086 \text{ kJ}}{1 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}} \right) = -18.31 \text{ kJ para 1 mol de C}_4\text{H}_{10}$$

Por lo tanto, la energía que se libera en la reacción propuesta será:

$$(2 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}) \left(\frac{-18.31 \text{ kJ}}{1 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}} \right) = -36.62 \text{ kJ para 2 mol de C}_4\text{H}_{10}$$

Ejercicio 94

Día: 9 de agosto

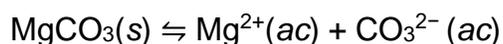
Enunciado:

El carbonato de magnesio se utiliza en la elaboración de cosméticos ya que ayuda a estabilizar el pH de los productos. Calcula la solubilidad, en $g \cdot L^{-1}$, del carbonato de magnesio, $MgCO_3$, a $25\text{ }^\circ C$, si su K_{ps} es de 6.8×10^{-6} en agua a la misma temperatura?

Respuesta corta: $0.22\text{ } g \cdot L^{-1}$

Resolución:

El equilibrio entre $MgCO_3$ sólido y sus iones es:



La expresión de la constante del producto de solubilidad es:

$$K_{ps} = [Mg^{2+}][CO_3^{2-}] = (s)(s) = s^2$$

El valor de la solubilidad molar es:

$$6.8 \times 10^{-6} = s^2$$

$$s = 2.6 \times 10^{-3}\text{ } mol \cdot L^{-1}$$

Expresada en $g \cdot L^{-1}$:

$$s = \left(\frac{2.6 \times 10^{-3}\text{ } mol\text{ } MgCO_3}{1\text{ } L} \right) \left(\frac{84.3\text{ } g\text{ } MgCO_3}{1\text{ } mol\text{ } MgCO_3} \right) = 0.22\text{ } \frac{g}{L}$$

Ejercicio 95

Día: 12 de agosto

Enunciado día 5 de agosto: En un laboratorio se extrae aceite de hojas de menta y después se aísla un alcohol llamado mentol. El mentol posee un efecto refrescante sobre las mucosas por lo que se utiliza en medicamentos y cigarros. Una muestra de 100.5 mg se quema y genera 282.9 mg de CO_2 y 115.9 mg de H_2O . Determina la fórmula molecular del mentol sabiendo que está constituido únicamente por átomos de C, H y O. Masa molar: mentol = $156 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Respuesta corta: $\text{C}_{10}\text{H}_{20}\text{O}$

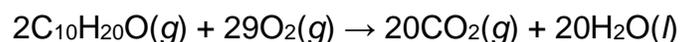
Enunciado:

Respecto a la pregunta del lunes anterior, ¿cuál es la suma de los coeficientes estequiométricos de la ecuación balanceada de la combustión del mentol?

Respuesta corta: 71

Resolución:

La ecuación química balanceada correspondiente a la reacción de combustión del mentol es:



La suma de los coeficientes estequiométricos es igual a 71.

Ejercicio 96

Día: 13 de agosto

Recordando día 30 de abril: Un químico de alimentos compró una lata de mangos en almíbar que tiene 320 g de jarabe. A partir de esta, se elabora otra lata con 20 % de exceso de jarabe en masa (comparado con el declarado en la etiqueta de la que compró). Calcula la masa de jarabe que se debe utilizar para preparar la lata.

Respuesta corta: 384 g jarabe

Enunciado día 6 de agosto: La lata que se quiere elaborar con el 20 % de exceso de jarabe mencionada el martes pasado, se quiere igualar con la muestra comercial que contiene 480 g de mango y una masa total de 800 g. Al hacer el análisis de la muestra y de la materia prima se obtuvieron 18.1 °Bx en el mango (materia prima) y 19.7 °Bx en el almíbar de la lata comercial.

Sabiendo estos datos ¿Cuántos °Bx deberá tener el jarabe que se debe preparar para igualar la muestra (19.7 °Bx)?

Respuesta corta: 18.42 °Bx

Enunciado:

Tomando en cuenta la lata de mangos en almíbar mencionada los martes pasados. Calcula el porcentaje de acidez que debe tener el jarabe que se desea preparar. Toma en cuenta que el porcentaje de acidez del mango (materia prima) es de 0.128 % y la acidez del almíbar de la muestra comercial es de 0.90 %.

Respuesta corta: 1.72 % acidez

Resolución:

$$(0.128 \% \text{ acidez del mango})(480 \text{ g mango}) + (x \% \text{ acidez})(384 \text{ g jarabe con exceso}) = (0.90 \% \text{ acidez del amíbar})(800 \text{ g netos})$$

$$61.44 + 384(x) = 720$$

$$x = \frac{720 - 61.44}{384} = 1.72 \% \quad x = 1.72 \% \text{ de acidez del jarabe a preparar.}$$

Ejercicio 97

Día: 14 de agosto

Enunciado:

Un laboratorista preparó una disolución para el grupo de química general al disolver 4.00 g de NaOH en 250 mL de agua. ¿Cuál es el pH de esta disolución? Considera que la adición de NaOH no modifica apreciablemente el volumen.

Respuesta corta: pH = 13.6

Resolución:

Si se disuelven 4.00 g de NaOH en 250 mL de H₂O, la concentración de la disolución resultante, considerando que no existe variación en el volumen, es:

$$[\text{NaOH}] = \left(\frac{4.00 \text{ g NaOH}}{0.250 \text{ L dis}} \right) \left(\frac{1 \text{ mol NaOH}}{40.0 \text{ g NaOH}} \right) = 0.40 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

El hidróxido de sodio, es una base fuerte que en disolución acuosa se encuentra completamente dissociada según la ecuación:



De acuerdo con el balance de materia:

$$[\text{OH}^-] = 0.40 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

El pOH y pH de la disolución son, respectivamente:

$$\text{pOH} = -\log(0.40) = 0.40$$

$$\text{pH} = 14.0 - 0.40 = 13.6$$

Ejercicio 98

Día: 15 de agosto

Recordando:

Enunciado día 5 de agosto: En un laboratorio se extrae aceite de hojas de menta y después se aísla un alcohol llamado mentol. El mentol posee un efecto refrescante sobre las mucosas por lo que se utiliza en medicamentos y cigarros. Una muestra de 100.5 mg se quema y genera 282.9 mg de CO₂ y 115.9 mg de H₂O. Determina la fórmula molecular del mentol sabiendo que está constituido únicamente por átomos de C, H y O. Masa molar: mentol = 156 g·mol⁻¹.

Respuesta corta: C₁₀H₂₀O

Enunciado:

Retomando la pregunta sobre el mentol que se vio al inicio de la semana pasada. Calcula la cantidad de sustancia de O₂ y el volumen de aire que está a 25 °C y a 1 atm, necesarios para quemar los 100.5 mg de mentol. Toma en cuenta que el aire contiene 21.0 % en volumen de O₂ y recuerda que pV = nRT (R = 0.082 atm·L·mol⁻¹·K⁻¹)

Respuesta corta: 9.34x10⁻³ mol O₂ y 1.1 L de aire

Resolución:

A partir de la masa de mentol, C₁₀H₂₀O, se puede obtener la cantidad de sustancia de O₂:

$$100.5 \text{ mg C}_{10}\text{H}_{20}\text{O} \left(\frac{1 \text{ g C}_{10}\text{H}_{20}\text{O}}{1000 \text{ mg C}_{10}\text{H}_{20}\text{O}} \right) \left(\frac{1 \text{ mol C}_{10}\text{H}_{20}\text{O}}{156 \text{ g C}_{10}\text{H}_{20}\text{O}} \right) \left(\frac{29 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol C}_{10}\text{H}_{20}\text{O}} \right) = 9.34 \times 10^{-3} \text{ mol O}_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen de O₂ que se consume es:

$$V = \frac{(9.34 \times 10^{-3} \text{ mol O}_2)(0.082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1})(25 + 273.15) \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 0.228 \text{ L O}_2$$

Considerando que en el aire, sólo el 21 % corresponde a oxígeno, O₂, se puede obtener el volumen de aire necesario para llevar a cabo la combustión:

$$(0.228 \text{ L O}_2) \left(\frac{100 \text{ L aire}}{21 \text{ L O}_2} \right) = 1.1 \text{ L aire}$$

Ejercicio 99

Día: 16 de agosto

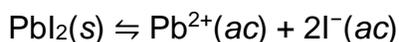
Enunciado:

El yoduro de plomo (II) se llegó a utilizar en la elaboración de lápices de colores de color oro. Si a 25 °C la solubilidad del PbI_2 es $1.0 \times 10^{-9} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Calcula su solubilidad expresada en gramos por 100 mL.

Respuesta corta: 0.029 g por 100 mL

Resolución:

El equilibrio entre PbI_2 sólido y sus iones es:



La expresión de la constante del producto de solubilidad es:

$$K_{\text{ps}} = [\text{Pb}^{2+}][\text{I}^{-}]^2 = (\text{s})(2\text{s})^2 = 4\text{s}^3$$

El valor de la constante del producto de solubilidad es:

$$1.0 \times 10^{-9} = 4\text{s}^3$$

$$\text{s} = 6.30 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Expresando la solubilidad en g por cada 100 mL:

$$100 \text{ mL disolución} \left(\frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \right) \left(\frac{6.30 \times 10^{-4} \text{ mol PbI}_2}{1 \text{ L}} \right) \left(\frac{461.0 \text{ g PbI}_2}{1 \text{ mol PbI}_2} \right) = 0.029 \text{ g por } 100 \text{ mL}$$

Ejercicio 100

Día: 19 de agosto

Enunciado:

En la elaboración de fertilizantes se utilizan compuestos como urea, $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$, nitrato de amonio, NH_4NO_3 , y guanidina, $\text{HCN}(\text{NH}_2)_2$, ya que estos ayudan a proporcionar nitrógeno a las plantas. ¿Cuál de estos es el más adecuado por contener mayor porcentaje en masa de nitrógeno?

Respuesta corta: La guanidina con 71.2 % de nitrógeno es el fertilizante más adecuado.

Resolución:

Urea:

$$\left(\frac{2 \text{ mol N}}{1 \text{ mol CO}(\text{NH}_2)_2} \right) \left(\frac{14.0 \text{ g N}}{1 \text{ mol N}} \right) \left(\frac{1 \text{ mol CO}(\text{NH}_2)_2}{60.0 \text{ g CO}(\text{NH}_2)_2} \right) (100) = 46.7 \% \text{ N}$$

Guanidina:

$$\left(\frac{3 \text{ mol N}}{1 \text{ mol HCN}(\text{NH}_2)_2} \right) \left(\frac{14.0 \text{ g N}}{1 \text{ mol N}} \right) \left(\frac{1 \text{ mol HCN}(\text{NH}_2)_2}{59.0 \text{ g HCN}(\text{NH}_2)_2} \right) (100) = 71.2 \% \text{ N}$$

Nitrato de amonio:

$$\left(\frac{2 \text{ mol N}}{1 \text{ mol NH}_4\text{NO}_3} \right) \left(\frac{14.0 \text{ g N}}{1 \text{ mol N}} \right) \left(\frac{1 \text{ mol NH}_4\text{NO}_3}{80.0 \text{ g NH}_4\text{NO}_3} \right) (100) = 35.0 \% \text{ N}$$

La guanidina con 71.2 % de nitrógeno es el fertilizante más adecuado.

Ejercicio 101

Día: 20 de agosto

Recordando:

Enunciado día 30 de abril: Un químico de alimentos compró una lata de mangos en almíbar que tiene 320 g de jarabe. A partir de esta, se elabora otra lata con 20 % de exceso de jarabe en masa (comparado con el declarado en la etiqueta de la que compró). Calcula la masa de jarabe que se debe utilizar para preparar la lata.

Respuesta corta: 384 g jarabe

Enunciado día 6 de agosto: La lata que se quiere elaborar con el 20 % de exceso de jarabe mencionada el martes pasado, se quiere igualar con la muestra comercial que contiene 480 g de mango y una masa total de 800 g. Al hacer el análisis de la muestra y de la materia prima se obtuvieron 18.1 °Bx en el mango (materia prima) y 19.7 °Bx en el almíbar de la lata comercial.

Sabiendo estos datos ¿Cuántos °Bx deberá tener el jarabe que se debe preparar para igualar la muestra (19.7 °Bx)?

Respuesta corta: 18.42 °Bx

Enunciado:

Tomando en cuenta que los grados Brix corresponden a la masa de sacarosa en 100 g de muestra y con ayuda de los resultados obtenidos el 30 de abril y el 6 de agosto, calcula la masa de azúcar necesaria para elaborar la lata con 20 % de exceso de jarabe.

Respuesta corta: 70.73 g azúcar (sacarosa)

Resolución:

$$384 \text{ g jarabe} \left(\frac{18.42 \text{ g azúcar}}{100 \text{ g jarabe}} \right) = 70.73 \text{ g de azúcar (sacarosa)}$$

Ejercicio 102

Día: 21 de agosto

Recordando:

Enunciado día 14 de agosto: Un laboratorista preparó una disolución para el grupo de química general al disolver 4.00 g de NaOH en 250 mL de agua. ¿Cuál es el pH de esta disolución? Considera que la adición de NaOH no modifica apreciablemente el volumen.

Respuesta corta: pH = 13.6

Enunciado:

Varios grupos de la facultad deberán utilizar la disolución que preparó el laboratorista el miércoles pasado, por lo tanto, se deberá llevar a un volumen de 2000 mL. ¿Cuál es el nuevo pH de esta disolución?

Respuesta corta: pH = 12.7

Resolución:

$$[\text{NaOH}] = \left(\frac{4.00 \text{ g NaOH}}{2000 \text{ mL dis}} \right) \left(\frac{1 \text{ mol NaOH}}{40.0 \text{ g NaOH}} \right) \left(\frac{1000 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} \right) = 0.05 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

El hidróxido de sodio, NaOH, se encuentra completamente dissociado porque es una base fuerte en disolución acuosa. La ecuación que describe este proceso es:



De acuerdo con el balance de materia:

$$[\text{OH}^-] = [\text{NaOH}] = 0.05 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

El pOH y pH de la disolución son, respectivamente:

$$\text{pOH} = -\log(0.05) = 1.30$$

$$\text{pH} = 14.0 - 1.30 = 12.7$$

Ejercicio 103

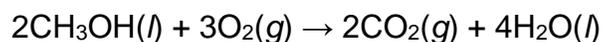
Día: 22 de agosto

Al quemar 25.6 g de metanol, CH₃OH, en condiciones estándar se desprenden 190.4 kJ. ¿Cuál es la entalpía de formación del metanol en condiciones estándar?

Respuesta corta: $\Delta H_f^\circ = -238 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

Resolución:

La ecuación química balanceada correspondiente a la combustión de metanol, CH₃OH, líquido es:



Relacionando la cantidad de sustancia con el calor se obtiene el valor de la entalpía de formación:

$$\Delta H_f^\circ = \left(\frac{-190.4 \text{ kJ}}{25.6 \text{ g CH}_3\text{OH}} \right) \left(\frac{32.0 \text{ g CH}_3\text{OH}}{1 \text{ mol CH}_3\text{OH}} \right) = -238 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

Ejercicio 104

Día: 23 de agosto

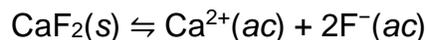
Enunciado:

El fluoruro de calcio se utiliza para la fabricación de pastas dentales. El producto de solubilidad de este compuesto a 25 °C es de 3.20×10^{-11} . ¿Qué masa de CaF_2 se debe disolver para obtener 100 mL de una disolución saturada acuosa?

Respuesta corta: $1.56 \times 10^{-3} \text{ g CaF}_2$

Resolución:

El equilibrio entre CaF_2 sólido y sus iones es:



La expresión de la constante del producto de solubilidad es:

$$K_{\text{ps}} = [\text{Ca}^{2+}][\text{F}^{-}]^2 = (\text{s})(2\text{s})^2 = 4\text{s}^3$$

El valor de la solubilidad molar es:

$$3.20 \times 10^{-11} = 4\text{s}^3 \therefore \text{s} = 2.00 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Expresando la solubilidad en $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$:

$$\left(\frac{2.00 \times 10^{-4} \text{ mol CaF}_2}{1 \text{ L}} \right) \left(\frac{78.1 \text{ g CaF}_2}{1 \text{ mol CaF}_2} \right) = 1.56 \times 10^{-2} \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

La masa de CaF_2 que se disuelve en 100 mL de agua es:

$$100 \text{ mL} \left(\frac{1.56 \times 10^{-2} \text{ g CaF}_2}{1 \text{ L}} \right) \left(\frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \right) = 1.56 \times 10^{-3} \text{ g CaF}_2$$

Ejercicio 105

Día: 26 de agosto

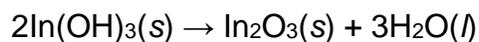
Enunciado:

El indio se utiliza en la fabricación de pantallas táctiles. En los últimos años, su precio ha aumentado y sus reservas están a pocos años de agotarse a nivel mundial. El “ITO”, es la capa conductora transparente de las pantallas táctiles y su principal componente es el In_2O_3 .

¿Cuál es la ecuación balanceada si el óxido de indio(III) se obtiene calentando hidróxido de indio(III)?

Respuesta corta: $2\text{In}(\text{OH})_3(\text{s}) \rightarrow \text{In}_2\text{O}_3(\text{s}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{l})$

Resolución:



Ejercicio 106

Día: 27 de agosto

Recordando:

Enunciado día 30 de abril: Un químico de alimentos compró una lata de mangos en almíbar que tiene 320 g de jarabe. A partir de esta, se elabora otra lata con 20 % de exceso de jarabe en masa (comparado con el declarado en la etiqueta de la que compró). Calcula la masa de jarabe que se debe utilizar para preparar la lata.

Respuesta corta: 384 g jarabe

Enunciado día 13 de agosto: Tomando en cuenta la lata de mangos en almíbar mencionada los martes pasados. Calcula el porcentaje de acidez que debe tener el jarabe que se desea preparar. Toma en cuenta que el porcentaje de acidez del mango (materia prima) es de 0.128 % y la acidez del almíbar de la muestra comercial es de 0.90 %.

Respuesta corta: 1.72 % acidez

Enunciado día 20 de agosto: Tomando en cuenta que los grados Brix corresponden a la masa de sacarosa en 100 g de muestra y con ayuda de los resultados obtenidos el 30 de abril y el 6 de agosto, calcula la masa de azúcar necesaria para elaborar la lata con 20 % de exceso de jarabe.

Respuesta corta: 70.73 g azúcar (sacarosa)

Enunciado:

Con ayuda de las preguntas del 30 de abril, 13 y 20 de agosto, calcula la masa de ácido cítrico necesaria y el volumen de agua necesario para elaborar el jarabe con 20 % de exceso en masa. Densidad del jarabe: $1 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$

Respuesta corta: 6.60 g ácido cítrico y 306.67 mL de agua.

Resolución:

$$384 \text{ g jarabe} \left(\frac{1.72 \text{ g ácido cítrico}}{100 \text{ g jarabe}} \right) = 6.60 \text{ g de ácido cítrico}$$

Para el cálculo del volumen de agua se toma en cuenta que la densidad del jarabe es de $1 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$:

70.73 g azúcar (sacarosa) + 6.60 g ácido cítrico = 77.33 g sólidos

$$(384 \text{ g de jarabe}) \left(\frac{1 \text{ mL de jarabe}}{1 \text{ g de jarabe}} \right) = 384 \text{ mL de jarabe}$$

384 mL jarabe - 77.33 g de sólidos = 306.67 mL agua necesarios

Ejercicio 107

Día: 28 de agosto

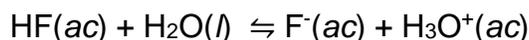
Enunciado:

¿Una disolución amortiguadora de HF-NaF podrá tener un intervalo de pH con valor entre 2.2 y 4.2? Haz los cálculos necesarios para poder justificar tu respuesta. $K_{a\text{HF/NaF}} = 6.8 \times 10^{-4}$

Respuesta corta: El intervalo de regulación de pH es 3.2 ± 1 , por lo tanto, sí está entre 2.2 y 4.2.

Resolución:

El equilibrio entre HF y sus iones es:



La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{F}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HF}]} = [\text{H}_3\text{O}^+] \frac{[\text{F}^-]}{[\text{HF}]}$$

Tomando logaritmos y multiplicando por -1 se obtiene la ecuación de Henderson-Hasselbach que permite calcular el pH de una disolución amortiguadora:

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{F}^-]}{[\text{HF}]}$$

La máxima capacidad de regulación del pH por parte de este tipo de disoluciones se consigue cuando $[\text{ácido}] = [\text{base}]$.

En este ejemplo el pH de la disolución es:

$$\text{pH} = \text{p}K_a = -\log K_a$$

$$\text{pH} = -\log(6.8 \times 10^{-4}) = 3.2$$

El intervalo de regulación de pH de la disolución propuesta es 3.2 ± 1 , por lo tanto, el intervalo de pH sí está entre 2.2 y 4.2.

Ejercicio 108

Día: 29 de agosto

Enunciado:

El ácido láctico se encuentra distribuido en la naturaleza y su nombre proviene de su existencia en la leche. Al quemar completamente 8.0 g de este ácido, se producen 11.7 g de CO₂ y 4.8 g de H₂O. Si la misma cantidad de ácido se vaporiza a 150 °C en un recipiente de 300 mL y se utiliza una presión de 7810 mmHg para el vacío. ¿Cuál es la masa molar del ácido láctico si al evaporarlo se comporta como un gas ideal? Recuerda: $pV = nRT$ y $760 \text{ mmHg} = 1 \text{ atm}$.

Respuesta corta: $90 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

Resolución:

$$\text{Masa molar} = \left(\frac{(8.0 \text{ g ácido})(0.082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1})(150 + 273.15)\text{K}}{(7810 \text{ mmHg})(300 \text{ mL})} \right) \left(\frac{760 \text{ mmHg}}{1 \text{ atm}} \right) \left(\frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} \right) = 90 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Ejercicio 109

Día: 30 de agosto

Enunciado:

En la elaboración de algunas pilas, es común utilizar hidróxido de cadmio. Se sabe que una disolución saturada de $\text{Cd}(\text{OH})_2$ tiene un pH de 9.45. Determina su producto de solubilidad.

Respuesta corta: 1.12×10^{-14}

Resolución:

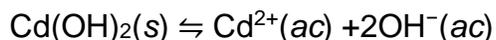
El valor de pOH de la disolución es:

$$\text{pOH} = 14 - 9.45 = 4.55$$

El valor de $[\text{OH}^-]$ de la disolución es:

$$[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-4.55} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

El equilibrio entre $\text{Cd}(\text{OH})_2$ sólido y sus iones es:



La expresión de la constante del producto de solubilidad es:

$$K_{\text{ps}} = [\text{Cd}^{2+}][\text{OH}^-]^2 = (\text{s})(2\text{s})^2 = 4\text{s}^3$$

El valor de la solubilidad molar es:

$$\text{s} = \frac{[\text{OH}^-]}{2} = \frac{10^{-4.55}}{2} = 1.41 \times 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

El valor de la constante del producto de solubilidad es:

$$K_{\text{ps}} = (4)(1.41 \times 10^{-5})^3 = 1.12 \times 10^{-14}$$

Ejercicio 110

Día: 2 de septiembre

Enunciado:

La mayoría de los cianuros son compuestos venenosos letales. Por ejemplo, una ingesta de 0.0010 g de KCN puede causar la muerte. Calcula el número de moléculas de KCN que hay en 0.0010 g.

Respuesta corta: 9.25×10^{18} moléculas de KCN

Resolución:

$$0.0010 \text{ g KCN} \left(\frac{1 \text{ mol KCN}}{65.1 \text{ g KCN}} \right) \left(\frac{6.022 \times 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol KCN}} \right) = 9.25 \times 10^{18} \text{ moléculas de KCN}$$

Ejercicio 111

Día: 3 de septiembre

Enunciado:

Se tiene un litro de HCl al 37 % de pureza en masa y con una densidad de $1.19 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$. Calcula la masa de agua que se debe agregar para obtener una disolución de HCl con una pureza de 25 % en masa.

Respuesta corta: 570 g H₂O

Resolución:

Primero se debe calcular la masa de la disolución concentrada tomando en cuenta la densidad y la pureza:

$$1 \text{ L dis} \left(\frac{1000 \text{ mL dis}}{1 \text{ L dis}} \right) \left(\frac{1.19 \text{ g dis}}{1 \text{ mL dis}} \right) \left(\frac{37.0 \text{ g HCl}}{100 \text{ g dis}} \right) = 440 \text{ g HCl}$$

Cálculo para determinar la masa de HCl al 25 % que se puede preparar a partir de 440 g HCl:

$$440 \text{ g HCl} \left(\frac{100 \text{ g dis HCl}}{25 \text{ g HCl}} \right) = 1760 \text{ g dis HCl}$$

Por medio de una diferencia se puede obtener la masa necesaria de H₂O que se debe agregar a la disolución concentrada:

$$1760 \text{ g dis al 25 \%} - 1190 \text{ g dis al 37 \%} = 570 \text{ g H}_2\text{O}$$

Ejercicio 112

Día: 4 de septiembre

Enunciado:

El sulfato de amonio se utiliza comúnmente como acondicionador de masas para panificación. Calcula la concentración de las especies presentes en una disolución de sulfato de amonio con un valor pH de 4.0. Recuerda que la constante de basicidad del amoniaco es de 1.7×10^{-5} .

Respuesta corta:

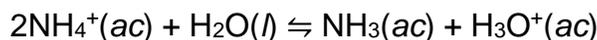
$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{NH}_3] = 1.0 \times 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}; [\text{NH}_4^+] = 17 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1} \text{ y } [\text{SO}_4^{2-}] = 8.5 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}.$$

Resolución:

El sulfato de amonio en disolución acuosa se disocia de acuerdo con la ecuación:



El ion sulfato es la especie conjugada del ion hidrógenosulfato. Este no se hidroliza, por lo tanto, el pH de la disolución depende del ion amonio (ácido conjugado de la base débil amoniaco; NH_3) y se hidroliza de acuerdo con la siguiente ecuación:



La expresión de la constante de acidez del ion amonio es:

$$K_a = \frac{[\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]}$$

Aplicando los balances y las aproximaciones se puede escribir:

$$[\text{NH}_3] = [\text{H}_3\text{O}^+] \quad [\text{NH}_4^+] = c - [\text{H}_3\text{O}^+]$$

Siendo "c" la concentración de NH_4^+ .

La expresión de la constante de acidez queda como: $K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{c - [\text{H}_3\text{O}^]}$

El valor de la constante de acidez del amonio se calcula mediante la siguiente expresión:

$$K_{a(\text{NH}_4^+)} = \frac{K_w}{K_{b(\text{NH}_3)}} = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{1.7 \times 10^{-5}} = 5.9 \times 10^{-10}$$

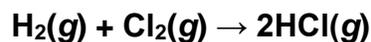
Como se cumple que $\frac{c}{K_a} > 100$. Se puede realizar la aproximación: $c - [\text{H}_3\text{O}^+] \approx c$

Ejercicio 113

Día: 5 de septiembre

Enunciado:

Calcula el cambio de energía libre de Gibbs a 25.0 °C para la siguiente reacción y determina si es exotérmica o no. $\Delta H_f^\circ (\text{HCl}) = -92.3 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$



Respuesta corta: $-184.6 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ y es una reacción exotérmica.

Resolución:

La variación de entalpía asociada al proceso puede calcularse a partir de la expresión:

$$\Delta H^\circ = \sum \Delta H_f^\circ (\text{productos}) - \sum \Delta H_f^\circ (\text{reactivos})$$

Sustituyendo:

$$\Delta H^\circ = \Delta H_f^\circ (2 \text{ mol HCl}) = (2 \text{ mol HCl}) \left(\frac{-92.3 \text{ kJ}}{\text{mol}} \right) = -184.6 \text{ kJ para 2 mol HCl}$$

No se toman en cuenta los valores de ΔH_f° del $\text{Cl}_2(\text{g})$ y $\text{H}_2(\text{g})$ ya que por convenio estos valores son nulos.

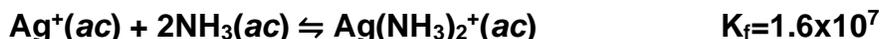
Se trata de una reacción exotérmica a 25.0 °C ya que $\Delta H^\circ < 0$.

Ejercicio 114

Día: 6 de septiembre

Enunciado:

Dada la siguiente ecuación:



Calcula la solubilidad molar del AgCl en una disolución en la que la concentración de NH₃ al equilibrio es 2.0 mol·L⁻¹. K_{ps} (AgCl)=1.8x10⁻¹⁰.

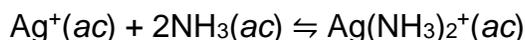
Respuesta corta: 0.11 mol·L⁻¹

Resolución:

El equilibrio entre AgCl sólido con sus iones es: $\text{AgCl}(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ag}^+(\text{ac}) + \text{Cl}^-(\text{ac})$

La expresión de la constante del producto de solubilidad es: $K_{\text{ps}} = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]$

El equilibrio correspondiente a la formación del complejo $\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+$ acuoso es:



La expresión de la constante de formación del complejo es: $K_f = \frac{[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+]}{[\text{Ag}^+][\text{NH}_3]^2}$

El equilibrio correspondiente a la disolución de AgCl sólido en NH₃ acuoso es:



La expresión de la constante de equilibrio de la reacción es: $K = \frac{[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+][\text{Cl}^-]}{[\text{NH}_3]^2}$

Multiplicando y dividiendo por $[\text{Ag}^+]$ se obtiene: $K = \left(\frac{[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+][\text{Cl}^-]}{[\text{NH}_3]^2} \right) \left(\frac{[\text{Ag}^+]}{[\text{Ag}^+]} \right) = K_f \cdot K_{\text{ps}}$

El valor de la constante de la reacción de disolución del precipitado de AgCl es:

$$K = (1.6 \times 10^7)(1.8 \times 10^{-10}) = 2.9 \times 10^{-3}$$

Llamando "s" a la solubilidad molar de AgCl, las concentraciones en el equilibrio son $[\text{NH}_3] = 2.0 - 2s \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$; $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+] = [\text{Cl}^-] = s \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$; y retomando la expresión de la constante de equilibrio de la reacción es:

$$K = \frac{[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+][\text{Cl}^-]}{[\text{NH}_3]^2} = \frac{s^2}{(2.0 - 2s)^2} = 2.9 \times 10^{-3}$$

Como $2.0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} > 2s$ se puede aproximar $(2.0 - 2s) \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \approx 2.0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Por lo tanto, la ecuación anterior queda como: $\frac{s^2}{(2.0)^2} = 2.9 \times 10^{-3} \therefore s = 0.11 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

Ejercicio 115

Día: 9 de septiembre

Enunciado:

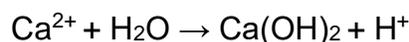
El producto “Nescafé Hot” consiste en una lata que contiene óxido de calcio sólido más una disolución muy diluida de hidróxido de sodio y agua. ¿Cuál es la ecuación balanceada que describe la reacción cuando el óxido de calcio entra en contacto con el agua?

Respuesta corta: $\text{Ca}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+$

Resolución:

Óxido de calcio CaO se disocia en Ca^{2+} y O^{2-} y el agua no se disocia

Por lo tanto, la reacción que se lleva a cabo es:



Recordemos que los cationes metálicos como el Ca^{2+} son ácidos en agua. Eso quiere que decir que generan protones.

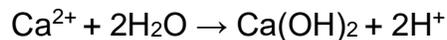
Por último, se hace el método de tanteo para corroborar y se obtiene:

1 Ca 1

1 O 2

2 H 3

Como no se tiene la misma cantidad de reactivos como productos, se debe hacer un ajuste



Corroborando:

1 Ca 1

2 O 2

4 H 4

Ejercicio 116

Día: 10 de septiembre

Enunciado:

Se mezclan 50.0 mL de una disolución que contiene 54.6 g de $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ en 500 mL de disolución con 75.0 mL de otra disolución de la misma sal con una concentración de $0.520 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. De esta mezcla se toman 30.0 mL y se diluyen con agua destilada hasta obtener 100.0 mL de disolución final. Calcula la molaridad de la disolución final. Masa molar: $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 = 132.0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Respuesta corta: $0.193 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

Resolución:

La masa de sulfato de amonio, $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, contenida en la primera disolución es:

$$50.0 \text{ mL} \left(\frac{54.6 \text{ g } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4}{500 \text{ mL}} \right) = 5.46 \text{ g } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$$

La masa de sulfato de amonio, $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, contenida en la segunda disolución es:

$$75.0 \text{ mL} \left(\frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \right) \left(\frac{0.520 \text{ mol } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4}{1 \text{ L}} \right) \left(\frac{132.0 \text{ g } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4} \right) = 5.15 \text{ g } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$$

Suponiendo que no hay variación de volumen al mezclar ambas disoluciones, la tercera mezcla contiene:

$$\frac{(5.46 + 5.15) \text{ g } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4}{(50.0 + 75.0) \text{ mL}} = \frac{10.61 \text{ g } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4}{125 \text{ mL}}$$

La masa de $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, contenida en 30 mL de disolución es:

$$30.0 \text{ mL} \left(\frac{10.6 \text{ g } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4}{125 \text{ mL}} \right) = 2.55 \text{ g } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$$

Si la tercera disolución se afora hasta 100.0 mL se obtiene una cuarta disolución que contiene:

$$\frac{2.55 \text{ g } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4}{100 \text{ mL}}$$

Por lo tanto, la molaridad de la cuarta disolución es:

$$\left(\frac{2.55 \text{ g } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4}{100 \text{ mL}} \right) \left(\frac{1 \text{ mol } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4}{132.0 \text{ g } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4} \right) \left(\frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} \right) = 0.193 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Ejercicio 117

Día: 11 de septiembre

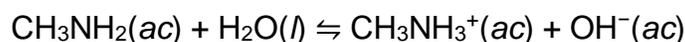
Enunciado:

La metilamina, CH_3NH_2 , es un compuesto muy importante en la industria farmacéutica pues se utiliza como materia prima para la síntesis de medicamentos. Calcula el pH de una disolución $0.40 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ de este compuesto. Recuerda que se comporta como base débil. $K_b = 1.9 \times 10^{-5}$.

Respuesta corta: pH = 11.4

Resolución:

La metilamina es una base débil que se encuentra parcialmente protonada según la ecuación:



La expresión de la constante de basicidad es:

$$K_b = \frac{[\text{CH}_3\text{NH}_3^+][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{NH}_2]}$$

Aplicando los balances y las aproximaciones se obtiene:

$$[\text{CH}_3\text{NH}_3^+] = [\text{OH}^-]$$

$$[\text{CH}_3\text{NH}_2] = c - [\text{OH}^-]$$

Siendo "c" la concentración inicial de metilamina, CH_3NH_2 , y sustituyendo estos valores en la expresión de la constante queda:

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-]^2}{c - [\text{OH}^-]}$$

Como se cumple que $\frac{c}{K_b} > 100$. Se puede realizar la aproximación $c - [\text{OH}^-] \approx c$. Por lo tanto, la ecuación anterior queda:

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-]^2}{c} = \frac{[\text{OH}^-]^2}{0.40 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}} = 1.9 \times 10^{-5}$$

Los valores de $[\text{OH}^-]$, pOH y pH de la disolución son, respectivamente:

$$[\text{OH}^-] = 2.8 \times 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$pOH = -\log(2.8 \times 10^{-3}) = 2.6 \therefore pH = 14.0 - pOH = 14.0 - 2.6 = 11.4$$

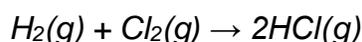
Ejercicio 118

Día: 12 de septiembre

Recordando:

Enunciado día 5 de septiembre: Calcula el cambio de energía libre de Gibbs a 25.0 °C para la siguiente reacción y determina si es exotérmica o no.

$$\Delta H_f^\circ (\text{HCl}) = -92.3 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$



Respuesta corta: $-184.6 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ y es una reacción exotérmica.

Enunciado:

Tomando en cuenta la pregunta del jueves pasado, haz los cálculos necesarios para determinar si a esa misma temperatura la reacción es espontánea.

Sustancia	HCl(g)	H ₂ (g)	Cl ₂ (g)
S°(J·mol ⁻¹ ·K ⁻¹)	186.8	130.6	223.0

Respuesta corta: -190.56 kJ por 2 mol HCl

Resolución:

La variación de entropía asociada al proceso puede calcularse a partir de la expresión:

$$\Delta S^\circ = \sum S^\circ(\text{productos}) - \sum S^\circ(\text{reactivos})$$

Sustituyendo:

$$\Delta S^\circ = 2S^\circ(\text{HCl}) - [S^\circ(\text{Cl}_2) + S^\circ(\text{H}_2)]$$

$$\Delta S^\circ$$

$$= \left((2 \text{ mol HCl}) \left(\frac{186.8 \text{ J}}{1 \text{ mol HCl}\cdot\text{K}} \right) \right) -$$

$$\left((1 \text{ mol Cl}_2) \left(\frac{223.0 \text{ J}}{\text{mol Cl}_2\cdot\text{K}} \right) + (1 \text{ mol H}_2) \left(\frac{130.6 \text{ J}}{1 \text{ mol H}_2\cdot\text{K}} \right) \right) = 20.0 \frac{\text{J}}{\text{K}}$$

El valor de la energía de Gibbs a 25.0 °C es:

$$\Delta G^\circ = -184.6 \text{ kJ} - (298.15 \text{ K}) \left(\frac{20.0 \text{ J}}{1 \text{ K}} \right) \left(\frac{1 \text{ kJ}}{1000 \text{ J}} \right) = -190.56 \text{ kJ por } 2 \text{ mol HCl}$$

Se trata de una reacción espontánea a 25.0 °C ya que $\Delta G^\circ < 0$.

Ejercicio 119

Día: 13 de septiembre

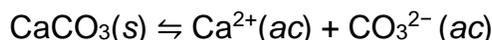
Enunciado:

El interior de una tetera está recubierto con 10.0 g de CaCO_3 y se quiere disolver todo con ayuda de lavados de agua de 250 mL. Calcula la cantidad de lavados necesarios para disolver todo el CaCO_3 ? $K_{ps}(\text{CaCO}_3) = 4.00 \times 10^{-9}$.

Respuesta corta: 7 lavados

Resolución:

El equilibrio entre CaCO_3 sólido y sus iones es:



La expresión de la constante del producto de solubilidad es:

$$K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}] [\text{CO}_3^{2-}] = (s)(s) = s^2 = 4.00 \times 10^{-9} \therefore s = 6.33 \times 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Expresando la solubilidad del CaCO_3 en $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$:

$$\left(\frac{6.33 \times 10^{-5} \text{ mol CaCO}_3}{1 \text{ L}} \right) \left(\frac{100.1 \text{ g CaCO}_3}{1 \text{ mol CaCO}_3} \right) = 6.34 \times 10^{-3} \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

La masa de CaCO_3 que se disuelve en 250 mL de agua es:

$$250 \text{ mL} \left(\frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \right) \left(\frac{6.34 \times 10^{-3} \text{ g CaCO}_3}{1 \text{ L}} \right) = 1.59 \times 10^{-3} \text{ g CaCO}_3$$

Relacionando la masa de carbonato de calcio, CaCO_3 , en la tetera con la solubilidad del CaCO_3 (es decir, la masa que se disuelve en cada lavado en 250 mL de agua) se puede obtener el número de lavados necesarios para eliminarlo:

$$10.0 \text{ g CaCO}_3 \left(\frac{1 \text{ lavado}}{1.59 \times 10^{-3} \text{ g CaCO}_3} \right) = 6.29 \text{ lavados} \approx 7 \text{ lavados}$$

Se requieren hacer 7 lavados.

Ejercicio 120

Día: 16 de septiembre

Enunciado:

En un laboratorio hay una disolución de HI del 30.0 % de pureza en masa y con densidad de $2.58 \text{ kg}\cdot\text{L}^{-1}$. Calcula la molaridad de esta disolución.

Respuesta corta: $0.60 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

Resolución:

$$\left(\frac{30.0 \text{ g HI}}{100 \text{ g dis}}\right) \left(\frac{1 \text{ mol HI}}{128.0 \text{ g HI}}\right) \left(\frac{1000 \text{ g dis}}{1 \text{ kg dis}}\right) \left(\frac{2.58 \text{ kg dis}}{1 \text{ L dis}}\right) = 0.60 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Ejercicio 121

Día: 17 de septiembre

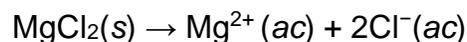
Enunciado:

De una disolución $0.30 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ de MgCl_2 se toman 100 mL y se aforan con agua hasta alcanzar un volumen de 500 mL . Calcula la concentración de iones cloruro en la nueva disolución.

Respuesta corta: $0.12 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

Resolución:

La ecuación balanceada correspondiente al proceso de disolución de cloruro de magnesio, MgCl_2 , es:



Dada la relación estequiométrica, se tiene $[\text{Mg}^{2+}] = 0.30 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ y $[\text{Cl}^{-}] = 0.6 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ Cl^{-} . Así la concentración de cloruros en la disolución es:

$$\left(\frac{0.6 \text{ mol Cl}^{-}}{1 \text{ L}}\right) \left(\frac{100 \text{ mL alícuota}}{500 \text{ mL disolución}}\right) = 0.12 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \text{Cl}^{-}$$

Ejercicio 122

Día: 18 de septiembre

Enunciado:

Calcula el pH de una disolución de ácido hipocloroso ($K_a = 4.00 \times 10^{-8}$) en agua al 10.0 % de pureza en masa y con una densidad de $1.120 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$.

Respuesta corta: pH = 3.53

Resolución:

$$\left(\frac{10.0 \text{ g HClO}}{100 \text{ g dis}}\right) \left(\frac{1 \text{ mol HClO}}{52.5 \text{ g HClO}}\right) \left(\frac{1.120 \text{ g dis}}{1 \text{ mL dis}}\right) \left(\frac{1000 \text{ mL dis}}{1 \text{ L dis}}\right) = 2.13 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

El ácido hipocloroso, HClO, es un ácido débil que en disolución acuosa se encuentra parcialmente disociado de acuerdo con la siguiente ecuación:



La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{ClO}^-]}{[\text{HClO}]}$$

Aplicando los correspondientes balances y aproximaciones se puede escribir:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{ClO}^-]$$

$$[\text{HClO}] = c - [\text{H}_3\text{O}^+]$$

Sustituyendo la expresión de la constante de acidez: $K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{c - [\text{H}_3\text{O}^+]}$

Como se cumple que $\frac{c}{K_a} > 100$, se puede realizar la aproximación $c - [\text{H}_3\text{O}^+] \approx c$

Por lo tanto, la expresión de la constante de acidez se puede simplificar a:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{c}$$

Sustituyendo en la expresión de K_a se obtiene que el valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$:

$$4.00 \times 10^{-8} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{2.13}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 2.92 \times 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$\text{pH} = -\log(2.92 \times 10^{-4}) = 3.53$$

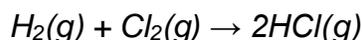
Ejercicio 123

Día: 19 de septiembre

Recordando:

Enunciado día 5 septiembre: Calcula el cambio de energía libre de Gibbs a 25.0 °C para la siguiente reacción y determina si es exotérmica o no.

$$\Delta H_f^\circ (\text{HCl}) = -92.3 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$



Respuesta corta: $-184.6 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ y es una reacción exotérmica.

Enunciado día 12 de septiembre: Tomando en cuenta la pregunta del jueves pasado, haz los cálculos necesarios para determinar si a esa misma temperatura la reacción es espontánea.

Sustancia	HCl(g)	H ₂ (g)	Cl ₂ (g)
S°(J·mol ⁻¹ ·K ⁻¹)	186.8	130.6	223.0

Respuesta corta: -190.56 kJ por 2 mol HCl

Enunciado:

De la reacción que se ha mencionado los últimos jueves, calcula la constante de equilibrio K_p a 25.0 °C.

Respuesta corta: 5.03×10^{16}

Resolución:

La relación entre K_p y la energía de Gibbs viene dada por la expresión:

$$\Delta G^\circ = -RT \ln K_p$$

El valor de la constante de equilibrio a 25.0 °C es:

$$K_p = \exp\left(-\frac{\Delta G^\circ}{RT}\right) = \exp\left(-\frac{\frac{-190.56 \text{ kJ}}{2 \text{ mol}}}{\left(8.31 \times 10^{-3} \frac{\text{kJ}}{\text{mol} \cdot \text{K}}\right)(25.0 + 273.15) \text{ K}}\right) = 5.03 \times 10^{16}$$

Ejercicio 124

Día: 20 de septiembre

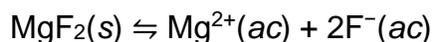
Enunciado:

La solubilidad del fluoruro de magnesio, MgF_2 , en agua a $18\text{ }^\circ\text{C}$ es 0.00760 g por 100 mL . Calcula el valor de la constante del producto de solubilidad MgF_2 a esta temperatura.

Respuesta corta: $K_{ps} = 7.26 \times 10^{-9}$

Resolución:

El equilibrio entre MgF_2 sólido y sus iones es:



La expresión de la constante del producto de solubilidad es:

$$K_{ss} = [\text{Mg}^{2+}][\text{F}^{-}]^2 = (s)(2s)^2 = 4s^3$$

La solubilidad molar de CaF_2 es:

$$s = \left(\frac{0.00760\text{ g MgF}_2}{100\text{ mL}} \right) \left(\frac{1\text{ mol MgF}_2}{62.3\text{ g MgF}_2} \right) \left(\frac{1000\text{ mL}}{1\text{ L}} \right) = 1.22 \times 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

El valor de la constante del producto de solubilidad es:

$$K_{ps} = (4)(1.22 \times 10^{-3})^3 = 7.26 \times 10^{-9}$$

Ejercicio 125

Día: 23 de septiembre

Enunciado:

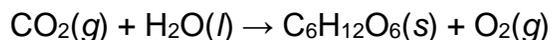
La mayoría de los nutrientes alimenticios básicos provienen directa o indirectamente de las plantas. La reacción de la transformación de energía solar en energía química es conocida como fotosíntesis. Los pigmentos fotosintéticos, como la clorofila presente en plantas verdes, absorben energía solar y se emplean para sintetizar glucosa ($C_6H_{12}O_6$) a partir de CO_2 y H_2O , liberándose O_2 . Escribe la ecuación balanceada de la reacción de este suceso.

Respuesta corta: $6CO_2(g) + 6H_2O(l) \rightarrow C_6H_{12}O_6(s) + 6O_2(g)$

Resolución:

Para llevar a cabo el balanceo de la ecuación se utilizará el método más sencillo y rápido, que es al tanteo.

Según el enunciado tenemos:



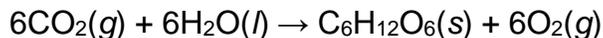
Haciendo el cálculo para conocer la cantidad de reactivos y productos se obtiene:

1 C 6

3 O 8

2 H 12

Como debe haber la misma cantidad de reactivos como productos, se deberá multiplicar por 6 el $CO_2(g)$, el $H_2O(l)$ y el $O_2(g)$.



6 C 6

18 O 18

12 H 12

Ejercicio 126

Día: 24 de septiembre

Enunciado:

Se tiene una disolución de 100 mL de HNO₃ con una concentración 0.5 mol·L⁻¹, misma que se diluye hasta 1 L. ¿Cuál es la concentración de la nueva disolución?

Respuesta corta: 0.05 mol·L⁻¹

Resolución:

$$100 \text{ mL dis} \left(\frac{1 \text{ L dis}}{1000 \text{ mL dis}} \right) \left(\frac{0.5 \text{ mol HNO}_3}{1 \text{ L dis}} \right) = 0.05 \text{ mol HNO}_3$$

Aplicando la ecuación de la molaridad:

$$M = \frac{n}{V}$$

$$\frac{0.05 \text{ mol HNO}_3}{1 \text{ L de disolución}} = 0.05 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Ejercicio 127

Día: 25 de septiembre

Recordando:

Enunciado día 18 de septiembre: Calcula el pH de una disolución de ácido hipocloroso ($K_a = 4.00 \times 10^{-8}$) en agua al 10.0 % de pureza en masa y con una densidad de $1.120 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$.

Respuesta corta: pH = 3.53

Enunciado:

De la disolución del miércoles pasado se tomó 1.0 mL y se aforó a 500 mL. Calcula el pH de esta nueva disolución.

Respuesta corta: pH = 4.88

Resolución:

$$\left(\frac{1.0 \text{ mL dis}}{500 \text{ mL dis}} \right) \left(\frac{2.13 \text{ mmol HClO}}{1.0 \text{ mL dis}} \right) = 4.26 \times 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Sustituyendo en la expresión de K_a se obtiene que el valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ es:

$$4.00 \times 10^{-8} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{4.26 \times 10^{-3}}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1.31 \times 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$\text{pH} = -\log (1.31 \times 10^{-5}) = 4.88$$

Ejercicio 128

Día: 26 de septiembre

Recordando:

Enunciado día 23 de septiembre: La mayoría de los nutrientes alimenticios básicos provienen directa o indirectamente de las plantas. La reacción de la transformación de energía solar en energía química es conocida como fotosíntesis. Los pigmentos fotosintéticos, como la clorofila presente en plantas verdes, absorben energía solar y se emplean para sintetizar glucosa ($C_6H_{12}O_6$) a partir de CO_2 y H_2O , liberándose O_2 . Escribe la ecuación balanceada de la reacción de este suceso.

Respuesta corta: $6CO_2(g) + 6H_2O(l) \rightarrow C_6H_{12}O_6(s) + 6O_2(g)$

Enunciado:

Retomando la pregunta del 23 de septiembre. Calcula la energía en kJ necesaria para la producción de 1.00 g de glucosa. Toma en cuenta que el proceso tiene un rendimiento del 70% .

Sustancia	$CO_2(g)$	$H_2O(l)$	$C_6H_{12}O_6(g)$
$\Delta fH^\circ (kJ \cdot mol^{-1})$	-393.5	-285.5	-1274.4

Respuesta corta: 22.2 kJ

Resolución:

La variación de entalpía de la reacción puede calcularse a partir de las entalpías de formación de productos y reactivos:

$$\Delta H^\circ = \sum \Delta H_f^\circ (\text{productos}) - \sum \Delta H_f^\circ (\text{reactivos})$$

Para la reacción dada:

$$\Delta H^\circ = \Delta H_f^\circ (C_6H_{12}O_6) - [6\Delta H_f^\circ (H_2O) + 6\Delta H_f^\circ (CO_2)]$$

$$(1\text{ mol } C_6H_{12}O_6) \left(\frac{-1274.4\text{ kJ}}{1\text{ mol } C_6H_{12}O_6} \right) - \left[\left((6\text{ mol } H_2O) \left(\frac{-285.8\text{ kJ}}{1\text{ mol } H_2O} \right) \right) + \left((6\text{ mol } CO_2) \left(\frac{-393.5\text{ kJ}}{1\text{ mol } CO_2} \right) \right) \right] = 2801 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

La energía necesaria para producir 1.00 g de glucosa teniendo en cuenta un rendimiento del 70 % es:

$$1.0 \text{ g C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \left(\frac{1 \text{ mol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}{180.0 \text{ g C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} \right) \left(\frac{2801 \text{ kJ}}{1 \text{ mol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} \right) \left(\frac{100 \text{ kJ teórico}}{70 \text{ kJ real}} \right) = 22.2 \text{ kJ}$$

Ejercicio 129

Día: 27 de septiembre

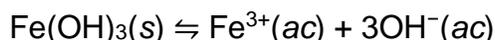
Enunciado:

El producto de solubilidad del hidróxido de hierro(III) a 22 °C es 6.0×10^{-38} . ¿Qué masa de $\text{Fe}(\text{OH})_3$ se puede disolver en 100 mL de hidróxido de sodio $0.20 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, suponiendo que no se forman complejos?

Respuesta corta: $8.0 \times 10^{-35} \text{ g Fe}(\text{OH})_3$

Resolución:

El equilibrio entre $\text{Fe}(\text{OH})_3$ sólido y sus iones es:



La expresión de la constante del producto de solubilidad es:

$$K_{\text{ps}} = [\text{Fe}^{3+}] [\text{OH}^{-}]^3 = (\text{s})(0.20)^3 = 6.0 \times 10^{-38} = 8.0 \times 10^{-3}$$

$$\text{s} = 7.5 \times 10^{-36}$$

El valor de la solubilidad en $\text{g}\cdot\text{L}^{-1}$:

$$\left(\frac{7.5 \times 10^{-36} \text{ mol Fe}(\text{OH})_3}{1 \text{ L}} \right) \left(\frac{106.8 \text{ g Fe}(\text{OH})_3}{1 \text{ mol Fe}(\text{OH})_3} \right) = 8.0 \times 10^{-34} \frac{\text{g}}{\text{L}} \text{ Fe}(\text{OH})_3$$

La masa de $\text{Fe}(\text{OH})_3$ que se disuelve en 100 mL de agua es:

$$100 \text{ mL} \left(\frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \right) \left(\frac{8.0 \times 10^{-34} \text{ g Fe}(\text{OH})_3}{1 \text{ L}} \right) = 8.0 \times 10^{-35} \text{ g Fe}(\text{OH})_3$$

Ejercicio 130

Día: 30 de septiembre

Enunciado:

Si se tuviera: 1 mol de moléculas de N₂, 10 g H₂O, 1 mol de moléculas de NH₃ y 20 L de Cl₂ medido en condiciones normales. ¿En cuál de estos se tendría el mayor número de átomos? Recuerda que un mol de cualquier gas en condiciones normales ocupa un volumen de 22.4 L en 1 atm a 0 °C.

Respuesta corta: NH₃ con 4 mol de átomos

Resolución:

Cálculo para 1 mol de moléculas de N₂:

$$1 \text{ mol N}_2 \left(\frac{2 \text{ mol átomos}}{1 \text{ mol N}_2} \right) = 2 \text{ mol átomos}$$

Cálculo para 10 g de H₂O:

$$10 \text{ g H}_2\text{O} \left(\frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18.0 \text{ g H}_2\text{O}} \right) \left(\frac{3 \text{ mol átomos}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} \right) = 1.7 \text{ mol átomos}$$

Cálculo para 1 mol de moléculas de NH₃:

$$1 \text{ mol NH}_3 \left(\frac{4 \text{ mol átomos}}{1 \text{ mol NH}_3} \right) = 4 \text{ mol átomos}$$

Cálculo para 20 L de Cl₂ medido en condiciones normales:

$$20 \text{ L Cl}_2 \left(\frac{1 \text{ mol Cl}_2}{22.4 \text{ L Cl}_2} \right) \left(\frac{2 \text{ mol átomos}}{1 \text{ mol Cl}_2} \right) = 1.8 \text{ mol átomos}$$

Ejercicio 131

Día: 1 octubre

Enunciado:

A una muestra de 17 kg de carne se le adicionaron 8 kg de condimentos y sales para después llevarla al proceso de ahumado. Calcula la concentración en ppm ($mg \cdot kg^{-1}$) de nitritos que hay, sabiendo que, de las sales agregadas, 23 g fueron de sal de cura y esta contiene un 10 % de nitritos. Toma en cuenta que después del ahumado, la muestra perdió el 22 % de humedad.

Respuesta corta: 117.95 ppm

Resolución:

Cálculo para determinar la masa inicial del producto:

$$17 \text{ kg} + 8 \text{ kg} = 25 \text{ kg}$$

Cálculo para determinar la masa del producto perdido durante el ahumado:

$$(25 \text{ kg})(0.22) = 5.5 \text{ kg}$$

Cálculo para determinar la masa del producto final, es decir después de la pérdida de humedad:

$$25 \text{ kg} - 5.5 \text{ kg} = 19.5 \text{ kg}$$

Cálculo para determinar la masa de nitritos en el producto:

$$(23 \text{ g sales}) \left(\frac{10 \text{ g nitritos}}{100 \text{ g sales}} \right) = 2.3 \text{ g nitritos}$$

Cálculo para determinar la concentración de nitritos en el producto final:

$$\left(\frac{2.3 \text{ g nitritos}}{19.5 \text{ kg producto final}} \right) \left(\frac{1000 \text{ mg}}{1 \text{ g}} \right) = 117.95 \text{ ppm}$$

Ejercicio 132

Día: 2 octubre

Recordando:

Enunciado día 25 de septiembre: De la disolución del miércoles pasado se tomó 1.0 mL y se aforó a 500 mL. Calcula el pH de esta nueva disolución.

Respuesta corta: pH = 4.88

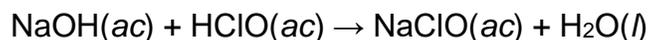
Enunciado:

¿Qué volumen de NaOH $0.030 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ se deberá utilizar para valorar 25 mL de la disolución de HClO $4.26\times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ (mencionada el miércoles 25 de septiembre).

Respuesta corta: 3.67 mL de disolución de NaOH.

Resolución:

La ecuación balanceada de la reacción entre NaOH y HClO es:



Considerando el volumen de hipoclorito de sodio, HClO, y la cantidad de hidróxido de sodio, NaOH, necesaria para llevar a cabo la valoración:

$$25 \text{ mL dis} \left(\frac{4.26 \times 10^{-3} \text{ mmol HClO}}{1 \text{ mL dis}} \right) \left(\frac{1 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mmol HClO}} \right) = 0.11 \text{ mmol NaOH}$$

El volumen de disolución $0.030 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ que se consume es:

$$0.11 \text{ mmol NaOH} \left(\frac{1 \text{ mL dis}}{0.030 \text{ mmol NaOH}} \right) = 3.67 \text{ mL dis}$$

Ejercicio 133

Día: 3 octubre

Recordando:

Enunciado día 9 de septiembre: El producto “Nescafé Hot” consiste en una lata que contiene óxido de calcio sólido más una disolución muy diluida de hidróxido de sodio y agua. ¿Cuál es la ecuación balanceada que describe la reacción cuando el óxido de calcio entra en contacto con el agua?

Respuesta corta: $\text{CaO(s)} + \text{H}_2\text{O(l)} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2\text{(s)}$

Enunciado:

Las entalpías estándar de formación del CaO y del H₂O en el “Nescafé Hot” mencionado el lunes 9 de septiembre son: $-635 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ y $-286 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$, respectivamente. La energía estándar de formación del producto de la reacción es $-1003 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$. Con estos datos, calcula la variación de entalpía asociada al proceso.

Respuesta corta: $-82.0 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

Resolución:

$$\Delta H^\circ = \sum \Delta H_f^\circ (\text{productos}) - \sum \Delta H_f^\circ (\text{reactivos})$$

Sustituyendo

$$\Delta H^\circ = [\Delta H_f^\circ (\text{Ca(OH)}_2)] - [\Delta H_f^\circ (\text{CaO}) + \Delta H_f^\circ (\text{H}_2\text{O})]$$

$$\left(1 \text{ mol Ca(OH)}_2 \left(\frac{-1003 \text{ kJ}}{1 \text{ mol Ca(OH)}_2} \right) \right) - \left(1 \text{ mol CaO} \left(\frac{-635 \text{ kJ}}{1 \text{ mol CaO}} \right) + 1 \text{ mol H}_2\text{O} \left(\frac{-286 \text{ kJ}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} \right) \right) = -82.0 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

Ejercicio 134

Día: 4 octubre

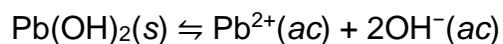
Enunciado:

La industria de cerámica utiliza comúnmente el hidróxido de plomo(II) para fundir los esmaltes. Escribe la expresión de la constante del producto de solubilidad del hidróxido de plomo(II) si su producto de solubilidad es de 2.56×10^{-10} .

Respuesta corta: $K_{ps} = [\text{Pb}^{2+}] [\text{OH}^-]^2 = 2.56 \times 10^{-10}$

Resolución:

La ecuación química entre $\text{Pb}(\text{OH})_2$ sólido y sus iones es:



La expresión de la constante del producto de solubilidad es:

$$K_{ps} = [\text{Pb}^{2+}] [\text{OH}^-]^2 = 2.56 \times 10^{-10}$$

Ejercicio 135

Día: 7 octubre

Recordando:

Enunciado 29 de agosto: El ácido láctico se encuentra distribuido en la naturaleza y su nombre proviene de su existencia en la leche. Al quemar completamente 8.0 g de este ácido, se producen 11.7 g de CO₂ y 4.8 g de H₂O. Si la misma cantidad de ácido se vaporiza a 150 °C en un recipiente de 300 mL y se utiliza una presión de 7810 mmHg para el vacío. ¿Cuál es la masa molar del ácido láctico si al evaporarlo se comporta como un gas ideal? Recuerda: $pV = nRT$ y $760 \text{ mmHg} = 1 \text{ atm}$

Respuesta corta: $90 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

Enunciado:

En 1920, Meyerhoff demostró que en condiciones anaerobias el glucógeno se transforma en ácido láctico que está relacionado con la contracción muscular. Su estudio es de gran interés en el mundo de los deportistas, pues existe una relación entre la acumulación de ácido láctico y la fatiga de los músculos. Tomando en cuenta la pregunta del jueves 29 de agosto, determina la fórmula empírica y molecular del ácido láctico.

Respuesta corta: Fórmula molecular de ácido láctico: C₃H₆O₃ y la fórmula empírica: (CH₂O)_n

Resolución:

NOTA: El ácido láctico se abreviará como AcLac para hacer el cálculo.

El carbono contenido en el ácido láctico se determina a partir del CO₂:

$$\left(\frac{11.7 \text{ g CO}_2}{8.0 \text{ g AcLac}}\right) \left(\frac{1 \text{ mol CO}_2}{44.0 \text{ g CO}_2}\right) \left(\frac{1 \text{ mol C}}{1 \text{ mol CO}_2}\right) \left(\frac{90 \text{ g AcLac}}{1 \text{ mol AcLac}}\right) = 3 \frac{\text{mol C}}{\text{mol AcLac}}$$

El hidrógeno contenido en el ácido láctico (AcL) se determina a partir del H₂O:

$$\left(\frac{4.8 \text{ g H}_2\text{O}}{8.0 \text{ g AcLac}}\right) \left(\frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18.0 \text{ g H}_2\text{O}}\right) \left(\frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}}\right) \left(\frac{90 \text{ g AcLac}}{1 \text{ mol AcLac}}\right) = 6 \frac{\text{mol H}}{\text{mol AcLac}}$$

El oxígeno contenido en el ácido láctico (AcLac) se determina por diferencia:

$$3 \text{ mol C} \left(\frac{12.0 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}}\right) = 36 \text{ g C}$$

$$6 \text{ mol H} \left(\frac{1.0 \text{ g H}}{1 \text{ mol H}} \right) = 6 \text{ g H}$$

$$\frac{90 \text{ g AcLac} - 36 \text{ g C} - 6 \text{ g H}}{1 \text{ mol AcL}} = 48 \frac{\text{g O}}{\text{mol AcLac}}$$

$$\left(\frac{48 \text{ g O}}{1 \text{ mol AcL}} \right) \left(\frac{1 \text{ mol O}}{16.0 \text{ g O}} \right) = 3 \frac{\text{mol O}}{\text{mol AcLac}}$$

Por lo tanto la fórmula molecular del ácido láctico es: $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3$ y la fórmula empírica es: $(\text{CH}_2\text{O})_n$

Ejercicio 136

Día: 8 octubre

Enunciado:

Un matraz aforado de 0.5 L contiene una disolución de una sal desconocida. En su etiqueta sólo declara: “0.20 mol·L⁻¹ con 9.81 g de soluto”. Calcula la masa de la misma sal necesaria, para preparar 3 L de una disolución con concentración de 0.05 mol·L⁻¹.

Respuesta corta: 14.7 g de la sal desconocida.

Resolución:

La concentración de la disolución contenida en el matraz aforado permite conocer la masa molar de la sal desconocida:

$$\left(\frac{9.81 \text{ g soluto}}{0.5 \text{ L dis}}\right)\left(\frac{1 \text{ L dis}}{0.20 \text{ mol soluto}}\right) = 98.1 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

La masa de soluto necesaria para preparar la disolución es:

$$3 \text{ L dis} \left(\frac{0.05 \text{ mol soluto}}{1 \text{ L dis}}\right) \left(\frac{98.1 \text{ g soluto}}{1 \text{ mol soluto}}\right) = 14.7 \text{ g soluto}$$

Ejercicio 137

Día: 9 octubre

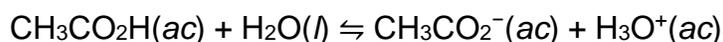
Enunciado:

Para algunos alimentos, el ácido acético, $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$, se utiliza como conservador. Calcula el pH de 800 mL de una disolución acuosa $0.100 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ de ácido acético. Toma en cuenta que la constante de acidez de este ácido orgánico a 25°C tiene valor de 1.76×10^{-5} .

Respuesta corta: pH = 2.88

Resolución:

El ácido acético, $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$, es un ácido débil que se encuentra parcialmente disociado en disolución acuosa. La ecuación balanceada que describe esta reacción es:



La expresión de la constante de acidez es: $K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{CO}_2^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}]}$

Aplicando los correspondientes balances y aproximaciones se obtiene:

$$[\text{CH}_3\text{CO}_2^-] = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$[\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}] = c - [\text{H}_3\text{O}^+]$$

Siendo c la concentración inicial de $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$.

La expresión de la constante queda como: $K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{c - [\text{H}_3\text{O}^+]}$

Como se cumple que $\frac{c}{K_a} > 100$. Se puede realizar la aproximación: $c - [\text{H}_3\text{O}^+] \approx c$

La expresión de la constante se reduce a: $K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{c}$

Sustituyendo en la expresión anterior se obtiene que el valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ es:

$$1.76 \times 10^{-5} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{0.100 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1.33 \times 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$\text{pH} = -\log(1.33 \times 10^{-3}) = 2.88$$

Ejercicio 138

Día: 10 octubre

Recordando:

Enunciado día 9 de septiembre: El producto “Nescafé Hot” consiste en una lata que contiene óxido de calcio sólido más una disolución muy diluida de hidróxido de sodio y agua. ¿Cuál es la ecuación balanceada que describe la reacción cuando el óxido de calcio entra en contacto con el agua?

Respuesta corta: $\text{CaO(s)} + \text{H}_2\text{O(l)} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2\text{(s)}$

Enunciado día 3 de octubre: Las entalpías estándar de formación del CaO y del H₂O en el “Nescafé Hot” mencionado el lunes 9 de septiembre son: $-635 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ y $-286 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$, respectivamente. La energía estándar de formación del producto de la reacción es $-1003 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$. Con estos datos, calcula la variación de entalpía asociada al proceso.

Respuesta corta: $-82.0 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

Enunciado:

Mezclando 210 mL de una lata de “Nescafé Hot”, se ponen a reaccionar Ca(OH)_2 y CaO. Esta reacción desprende energía y aumenta la temperatura del producto a 40 °C. Calcula la energía necesaria para que la reacción se lleve a cabo. Calor específico: $\text{H}_2\text{O} = 4.18 \text{ J}\cdot\text{g}^{-1}\cdot\text{°C}^{-1}$. Supón que la densidad $\text{H}_2\text{O}: 1.00 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$.

Respuesta corta: 35.1 kJ

Resolución:

Considerando que el calentamiento del café y la lata tiene lugar en un sistema aislado en el que no entra ni sale calor:

$$Q = m_{\text{H}_2\text{O}} C_{\text{H}_2\text{O}} \Delta T = 210 \text{ mL} \left(\frac{1.00 \text{ g}}{1 \text{ mL}} \right) \left(\frac{4.18 \text{ J}}{\text{g}\cdot\text{°C}} \right) (40.0 \text{ °C}) \left(\frac{1 \text{ kJ}}{1000 \text{ J}} \right) = 35.1 \text{ kJ}$$

Ejercicio 139

Día: 11 octubre

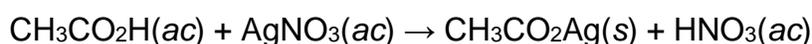
Enunciado:

Calcula el valor de la concentración de Ag^+ cuando se añade 1.0 g de AgNO_3 a 50 mL de $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ $0.10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ (supón que no varía el volumen total).

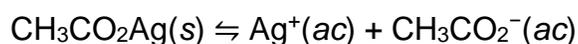
Respuesta corta: $0.12 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1} \text{ Ag}^+$

Resolución:

Al mezclar disoluciones de AgNO_3 y $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ se produce una reacción representada por la siguiente ecuación:



El equilibrio correspondiente entre el $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{Ag}$ sólido y sus iones es:



La expresión de la constante del producto de solubilidad es:

$$K_{\text{ps}} = [\text{Ag}^+][\text{CH}_3\text{CO}_2^-]$$

La concentración de Ag^+ considerando que la adición de AgNO_3 no afecta al volumen es:

$$\begin{aligned} [\text{Ag}^+] &= \left(\frac{(1.0 \text{ g AgNO}_3) \left(\frac{1 \text{ mol AgNO}_3}{169.9 \text{ g AgNO}_3} \right)}{50 \text{ mL dis}} \right) \left(\frac{1 \text{ mol Ag}^+}{1 \text{ mol AgNO}_3} \right) \left(\frac{1000 \text{ mL dis}}{1 \text{ L}} \right) \\ &= 0.12 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \text{ Ag}^+ \end{aligned}$$

Ejercicio 140

Día: 14 octubre

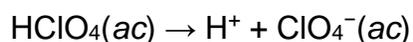
Enunciado:

¿Cuál es la ecuación balanceada que representa la reacción de HClO₄ en disolución?

Respuesta corta: $\text{HClO}_4(ac) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow \text{ClO}_4^-(ac) + \text{H}_3\text{O}^+(ac)$

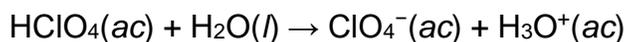
Resolución:

El ácido perclórico es un ácido fuerte y en agua se disocia completamente como:



Al ser un ácido fuerte, aparte de formar iones perclorato podrá formar iones hidronio; $\text{ClO}_4^-(ac)$ y $\text{H}_3\text{O}^+(ac)$.

Obteniendo como reacción:



Por último, se hace el cálculo para conocer la cantidad de reactivos y productos para saber si es una ecuación balanceada:

1 Cl 1

5 O 5

3 H 3

Por lo tanto, la ecuación no necesita ningún ajuste.

Ejercicio 141

Día: 15 octubre

Enunciado:

Por proceso de calidad se tuvo que hacer la determinación del porcentaje de ácido láctico en una muestra de 9.8 g de salchicha de carne de conejo. Durante la determinación de acidez, se gastó un volumen total de 10.4 mL de NaOH al 0.160 eq·L⁻¹ y para el blanco se gastó 0.9 mL de NaOH. Calcula el porcentaje de ácido láctico en la muestra. Peso equivalente de ácido láctico = 90.08 mg·eq⁻¹. Respuesta corta: 0.001 % ácido láctico.

Resolución:

Cálculo para obtener el volumen gastado de NaOH en la determinación:

Volumen gastado de NaOH – Volumen gastado del blanco

$$10.4 \text{ mL} - 0.9 \text{ mL} = 9.5 \text{ mL}$$

Por lo tanto:

$$9.5 \text{ mL NaOH} \left(\frac{0.160 \text{ meq}}{1 \text{ mL NaOH}} \right) \left(\frac{0.001 \text{ eq}}{1 \text{ meq}} \right) \left(\frac{90.08 \text{ mg ácido láctico}}{1 \text{ eq}} \right) \left(\frac{1 \text{ g}}{1000 \text{ mg}} \right) \\ = 0.0001 \text{ g ác. láctico}$$

Para calcular el porcentaje de ácido láctico:

$$\left(\frac{0.0001 \text{ g de ácido láctico}}{9.8 \text{ g de muestra}} \right) (100) = 0.001 \%$$

Ejercicio 142

Día: 16 octubre

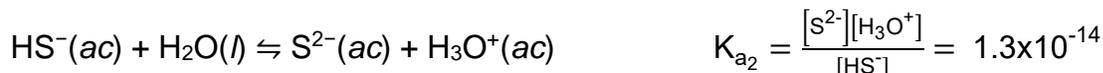
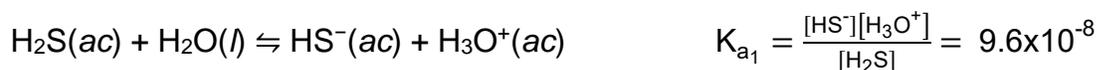
Enunciado:

El sulfuro de hidrógeno, H_2S , es un gas incoloro que se produce durante procesos biológicos e industriales, siendo el más venenoso de los gases naturales (seis veces más letal que el monóxido de carbono). Cabe destacar que es más denso que el aire y que su solubilidad en agua es de $0.10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ a $20 \text{ }^\circ\text{C}$. Calcula el valor de pH de una disolución saturada de H_2S en agua. $K_{a1} = 9.6 \times 10^{-8}$; $K_{a2} = 1.3 \times 10^{-14}$.

Respuesta corta: pH = 4.0

Resolución:

Para el caso del H_2S se pueden escribir los siguientes equilibrios:



El cuadro de avance de reacción queda como:

$\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$	H_2S	+	$H_2O(l)$	\rightleftharpoons	HS^-	+	H_3O^+
Inicio	0.10				-		-
Reacciona	-x				-		-
Se forma	-				x		x
Final	0.10-x				x		x

Consideraciones para realizar simplificaciones:

- Como $K_{a1} > K_{a2}$ prácticamente todos los iones hidronio, H_3O^+ , se forman en la primera ionización, por lo tanto: $x \approx [H_3O^+] \approx [HS^-]$
- Como se cumple que $\frac{c}{K_a} > 100$. Se puede realizar la aproximación: $c - [H_3O^+] \approx c$
- Como H_2S es un ácido débil $[H_2S]_0 > [H_3O^+]$

La expresión de la constante K_{a1} y considerando las aproximaciones se puede escribir como: $9.6 \times 10^{-8} = \frac{[H_3O^+]^2}{0.10 - [H_3O^+]}$ y $[H_3O^+] = 9.9 \times 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$

El valor del pH de la disolución es: $\text{pH} = -\log(9.9 \times 10^{-5}) = 4.0$

Ejercicio 143

Día: 17 octubre

Enunciado:

El óxido nitroso fue el primer anestésico sintético que se descubrió. Sus propiedades benéficas contrastan con las de otros óxidos, como el óxido de nitrógeno(II) o el óxido de nitrógeno(IV) que son contaminantes atmosféricos. Existe una reacción en la que intervienen los tres óxidos mencionados:
 $3\text{NO}(g) \rightarrow \text{N}_2\text{O}(g) + \text{NO}_2(g)$

Calcula la variación de la entalpía asociada al proceso en el que intervienen estos tres óxidos.

Sustancia	NO(g)	N ₂ O(g)	NO ₂ (g)
$\Delta H_f^\circ (\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1})$	90.20	82.00	33.20

Respuesta corta: $-155.4 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

Resolución:

La variación de entalpía asociada al proceso puede calcularse a partir de la expresión:

$$\Delta H^\circ = \sum \Delta H_f^\circ (\text{productos}) - \sum \Delta H_f^\circ (\text{reactivos})$$

Sustituyendo

$$\Delta H^\circ = \Delta H_f^\circ(\text{N}_2\text{O}) + \Delta H_f^\circ(\text{NO}_2)] - 3\Delta H_f^\circ(\text{NO})$$

$$\left[\left(1 \text{ mol } \text{N}_2\text{O} \left(\frac{82.00 \text{ kJ}}{1 \text{ mol } \text{N}_2\text{O}} \right) \right) + \left(1 \text{ mol } \text{NO}_2 \left(\frac{33.20 \text{ kJ}}{1 \text{ mol } \text{NO}_2} \right) \right) \right] - \left(3 \text{ mol } \text{NO} \left(\frac{90.20 \text{ kJ}}{1 \text{ mol } \text{NO}} \right) \right) = -155.4 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

Ejercicio 144

Día: 18 octubre

Recordando:

Enunciado día 11 de octubre: Calcula el valor de la concentración de Ag^+ cuando se añade 1.0 g de AgNO_3 a 50 mL de $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ $0.10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ (supón que no varía el volumen total).

Respuesta corta: $0.12 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1} \text{ Ag}^+$

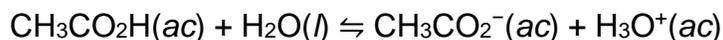
Enunciado:

Calcula la concentración de acetato, CH_3CO_2^- , de la reacción que se menciona el pasado viernes 11 de octubre. $K_a(\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}) = 1.8 \times 10^{-5}$

Respuesta corta: $1.30 \times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

Resolución:

El ácido acético se encuentra parcialmente disociado en iones porque es un ácido débil. Esto se describe con la siguiente ecuación:



La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{CO}_2^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}]}$$

Aplicando los correspondientes balances y aproximaciones se obtiene:

$$[\text{CH}_3\text{CO}_2^-] = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$[\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}] = c - [\text{H}_3\text{O}^+]$$

Como se cumple que: $\frac{c}{K_a} > 100$. Se puede realizar la aproximación: $c - [\text{H}_3\text{O}^+] \approx c$

La expresión de la constante se reduce a: $K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{CO}_2^-]^2}{c}$

El valor de $[\text{CH}_3\text{CO}_2^-]$ es:

$$1.8 \times 10^{-5} = \frac{[\text{CH}_3\text{CO}_2^-]^2}{0.10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}}$$

$$[\text{CH}_3\text{CO}_2^-] = 1.30 \times 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Ejercicio 145

Día: 21 octubre

Enunciado:

La masa molecular de una proteína que envenena a los alimentos es alrededor de 900000 unidades por molécula. Calcula la masa aproximada de una molécula de esta proteína.

Respuesta corta: 1.5×10^{-18} g/molécula

Resolución:

$$\left(\frac{900000 \text{ u}}{1 \text{ molécula}} \right) \left(\frac{1 \text{ g}}{6.022 \times 10^{23} \text{ u}} \right) = 1.5 \times 10^{-18} \frac{\text{g}}{\text{molécula}}$$

Ejercicio 146

Día: 22 octubre

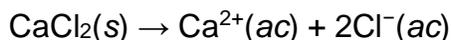
Enunciado:

En un laboratorio hay 100 mL de una disolución de CaCl_2 $0.500 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Esta se divide en dos fracciones: 32 mL y 68 mL. A la primera fracción (32 mL) se le añaden 122 mL de agua. A la segunda (68 mL) se le añaden 461 mL de agua. Por último, se juntan ambas fracciones. ¿Cuántos mmol de ion cloruro hay en la mezcla final?

Respuesta corta: 100 mmol Cl^-

Resolución:

La ecuación entre CaCl_2 y sus iones es:



La masa de soluto en la disolución inicial no se ve afectada por el volumen de agua añadida. Por esta razón, la cantidad de Cl^- en la disolución inicial es:

$$100 \text{ mL dis} \left(\frac{0.500 \text{ mmol CaCl}_2}{1 \text{ mL dis}} \right) \left(\frac{2 \text{ mmol Cl}^-}{1 \text{ mmol CaCl}_2} \right) = 100 \text{ mmol Cl}^-$$

Ejercicio 147

Día: 23 octubre

Rcordando:

Enunciado día 16 de septiembre: En un laboratorio hay una disolución de HI del 30.0 % de pureza en masa y con densidad de $2.58 \text{ kg}\cdot\text{L}^{-1}$. Calcula la molaridad de esta disolución.

Respuesta corta: $0.60 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

Enunciado:

¿Cuál es el pH de la disolución resultante de añadir 5.00 mL de la disolución de HI, que se utilizó el día 16 de septiembre, a 600 mL de agua? Considera volúmenes aditivos.

Respuesta corta: pH = 3.30

Resolución:

$$\left(\frac{5.00 \text{ mL dis}}{(600 + 5.00) \text{ mL dis}}\right) \left(\frac{0.60 \text{ mmol HI}}{1 \text{ mL dis}}\right) \left(\frac{0.001 \text{ mol HI}}{1 \text{ mmol HI}}\right) \left(\frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}}\right) = 0.0005 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \text{ HI}$$

El ácido yodhídrico es un ácido fuerte que en disolución se disocia por completo, por lo que la concentración de protones es igual a $5 \times 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

El pH de la disolución es:

$$\text{pH} = -\log(0.0005) = 3.30$$

Ejercicio 148

Día: 24 octubre

Recordando:

Enunciado día 17 de octubre: El óxido nitroso fue el primer anestésico sintético que se descubrió. Sus propiedades benéficas contrastan con las de otros óxidos, como el óxido de nitrógeno(II) o el óxido de nitrógeno(IV) que son contaminantes atmosféricos. Existe una reacción en la que intervienen los tres óxidos mencionados: $3\text{NO}(\text{g}) \rightarrow \text{N}_2\text{O}(\text{g}) + \text{NO}_2(\text{g})$

Calcula la variación de la entalpía asociada al proceso en el que intervienen estos tres óxidos.

Sustancia	NO(g)	N ₂ O(g)	NO ₂ (g)
$\Delta H_f^\circ(\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1})$	90.20	82.00	33.20

Respuesta corta: $-155.4 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

Enunciado:

Con ayuda de la pregunta del 17 de octubre, calcula el valor de la variación de entropía asociada al proceso.

Sustancia	NO(g)	N ₂ O(g)	NO ₂ (g)
$S^\circ(\text{J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1})$	210.6	219.7	235.0

Respuesta corta: $-177.1 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$

Resolución:

La variación de entropía asociada al proceso puede calcularse a partir de la expresión:

$$\Delta S^\circ = \sum S^\circ(\text{productos}) - \sum S^\circ(\text{reactivos})$$

$$\text{Sustituyendo: } \Delta S^\circ = [S^\circ(\text{N}_2\text{O}) + S^\circ(\text{NO}_2)] - 3S^\circ(\text{NO})$$

$$\left[\left(1 \text{ mol N}_2\text{O} \left(\frac{219.7 \text{ J}}{1 \text{ mol N}_2\text{O}\cdot\text{K}} \right) \right) + \left(1 \text{ mol NO}_2 \left(\frac{235.0 \text{ J}}{1 \text{ mol NO}_2\cdot\text{K}} \right) \right) \right] - \left(3 \text{ mol NO} \left(\frac{210.6 \text{ J}}{1 \text{ mol NO}\cdot\text{K}} \right) \right) = -177.1 \frac{\text{J}}{\text{mol}\cdot\text{K}}$$

Ejercicio 149

Día: 25 octubre

Rcordando:

Enunciado día 11 de octubre: Calcula el valor de la concentración de Ag^+ cuando se añade 1.0 g de AgNO_3 a 50 mL de $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ $0.10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ (supón que no varía el volumen total).

Respuesta corta: $0.12 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1} \text{Ag}^+$

Enunciado día 18 de octubre: Calcula la concentración de acetato, CH_3CO_2^- , de la reacción que se menciona el pasado viernes 11 de octubre. $K_a (\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}) = 1.8 \times 10^{-5}$

Respuesta corta: $1.30 \times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

Enunciado:

Con los resultados del 11 y 18 de octubre, calcula el valor del producto iónico y justifica si se forma precipitado o no. $K_{ps} (\text{CH}_3\text{COOAg}) = 2.0 \times 10^{-3}$

Respuesta corta: $1.60 \times 10^{-4} < K_{ps}$ \therefore no se forma precipitado.

Resolución:

El valor del producto iónico es:

$$Q = (0.12)(1.30 \times 10^{-3}) = 1.60 \times 10^{-4}$$

El producto iónico es menor que K_{ps} , por lo que no se forma un precipitado.

Ejercicio 150

Día: 28 octubre

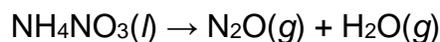
Enunciado:

La descomposición térmica del nitrato de amonio, NH_4NO_3 , fundido ocurre a 250-260 °C. De la reacción se obtiene agua y un gas incoloro llamado óxido de nitrógeno(I) u óxido nitroso. Éste es conocido por sus leves propiedades anestésicas. Escribe la ecuación balanceada que describe esta transformación.

Respuesta corta: $\text{NH}_4\text{NO}_3(l) \rightarrow \text{N}_2\text{O}(g) + 2\text{H}_2\text{O}(g)$

Resolución:

De acuerdo con el enunciado se tiene:



Haciendo el conteo de reactivos con productos:

2 N 2

3 O 2

4 H 2

Como no hay el mismo número de reactivos y productos, se debe hacer un ajuste y se multiplicará por dos al agua.



Haciendo el nuevo conteo de reactivos con productos se obtiene:

2 N 2

3 O 3

4 H 4

Por lo tanto, la ecuación ya está balanceada.

Ejercicio 151

Día: 29 octubre

Enunciado:

Se elaboró un embutido que contiene 7 kg de pierna trasera de cerdo, 7 kg de espaldilla, 5 kg de manteca vegetal, 300 g NaCl, 50 g de sal de cura, 50 g de fosfatos, 350 g condimentos y 700 g de azúcar. Al momento de la cocción del embutido, hubo una pérdida de producto, por evaporación del 52 %. Calcula el rendimiento de la cámara de fermentación que se utilizó.

Respuesta corta: 48 %

Resolución:

Lo que primero se debe hacer es la suma total de todos los ingredientes utilizados:

$$7000 \text{ g} + 7000 \text{ g} + 5000 \text{ g} + 300 \text{ g} + 50 \text{ g} + 50 \text{ g} + 350 \text{ g} + 700 \text{ g} = 20450 \text{ g}$$

Cálculo para conocer la masa perdida por la evaporación:

$$(20450 \text{ g})(0.52) = 10634 \text{ g}$$

Para poder conocer el rendimiento se debe obtener la masa después de la pérdida de humedad:

$$20450 \text{ g} - 10634 \text{ g} = 9816 \text{ g}$$

$$\text{Rendimiento} = \left(\frac{9816 \text{ g finales}}{20450 \text{ g iniciales}} \right) (100) = 48 \%$$

Ejercicio 152

Día: 30 octubre

Recordando:

Enunciado día 23 de octubre: ¿Cuál es el pH de la disolución resultante de añadir 5.00 mL de la disolución de HI, que se utilizó el día 16 de septiembre, a 600 mL de agua? Considera volúmenes aditivos.

Respuesta corta: pH = 3.30

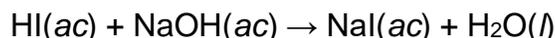
Enunciado:

¿Cuál es el pH de la disolución resultante de mezclar 125 mL de la disolución de HI del día 23 de octubre con 175 mL de una disolución de NaOH de concentración 0.750 mol·L⁻¹? Recuerda que la concentración del HI es de 0.60 mol·L⁻¹.

Respuesta corta: pH = 12.3

Resolución:

La ecuación química balanceada correspondiente a la reacción de neutralización entre NaOH y HI es:



El yoduro de sodio formado, se disuelve en agua de acuerdo con la ecuación:



La cantidad de sustancia es:

$$125 \text{ mL dis} \left(\frac{0.6 \text{ mmol HI}}{1 \text{ mL dis}} \right) = 75 \text{ mmol HI}$$

$$175 \text{ mL dis} \left(\frac{0.750 \text{ mL NaOH}}{1 \text{ mL dis}} \right) = 131 \text{ mmol NaOH}$$

Como la estequiometría de la reacción es 1 a 1, la sustancia que se encuentra en menor cantidad es el reactivo limitante, por lo que a partir de este se determina la cantidad de sustancia formada y la del reactivo en exceso.

A partir de la relación estequiométrica HI con NaOH:

$$75 \text{ mmol HI} \left(\frac{1 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mmol HI}} \right) = 75 \text{ mmol NaOH}$$

131 mmol NaOH (inicial) - 75 mmol NaOH (consumido) = 56 mmol NaOH (exceso)

La concentración de la disolución resultante considerando los volúmenes agregados es:

$$\left(\frac{56 \text{ mmol NaOH}}{(125+175) \text{ mL disolución}} \right) = 0.19 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

La disolución formada por el exceso de NaOH va a imponer el pH.

NaOH es una base fuerte que se disocia completamente en disolución acuosa y esto lo podemos representar con la siguiente ecuación:



De acuerdo con el balance de materia:

$$[\text{OH}^-] = [\text{NaOH}] = c = 0.19 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

Los valores del pOH y el pH de dicha disolución son respectivamente:

$$\text{pOH} = -\log(0.19) = 0.72$$

$$\text{pH} = 14.0 - 0.72 = 13.28$$

Ejercicio 153

Día: 31 octubre

Recordando:

Enunciado día 17 de octubre: El óxido nitroso fue el primer anestésico sintético que se descubrió. Sus propiedades benéficas contrastan con las de otros óxidos, como el óxido de nitrógeno(II) o el óxido de nitrógeno(IV) que son contaminantes atmosféricos. Existe una reacción en la que intervienen los tres óxidos mencionados: $3\text{NO}(\text{g}) \rightarrow \text{N}_2\text{O}(\text{g}) + \text{NO}_2(\text{g})$

Calcula la variación de la entalpía asociada al proceso en el que intervienen estos tres óxidos.

Sustancia	NO(g)	N ₂ O(g)	NO ₂ (g)
$\Delta H_f^\circ(\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1})$	90.20	82.00	33.20

Respuesta corta: $-155.4 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

Enunciado día 24 de octubre: Con ayuda de la pregunta del 17 de octubre, calcula el valor de la variación de entropía asociada al proceso.

Sustancia	NO(g)	N ₂ O(g)	NO ₂ (g)
$S^\circ(\text{J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1})$	210.6	219.7	235.0

Respuesta corta: $-177.1 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$

Enunciado:

Respecto a las preguntas de los dos jueves anteriores, calcula la energía libre de Gibbs del proceso. Determina si es espontáneo a 25 °C y por último, calcula el valor de K_p.

Respuesta corta: $\Delta G^\circ = -102.6 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ y $K_p = 9.65 \times 10^{17}$ ∴ es exergónico.

Resolución:

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ$$

$$\Delta G^\circ = \left(\frac{-155.4 \text{ kJ}}{1 \text{ mol}} \right) - \left[\left(\frac{-177.1 \text{ J}}{1 \text{ mol}\cdot\text{K}} \right) (25.0 + 273.15 \text{ K}) \right] \left(\frac{1 \text{ kJ}}{1000 \text{ J}} \right) = -102.6 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

Se trata de un proceso exergónico a 25 °C ya que el valor de $\Delta G^\circ < 0$

El valor de la constante K_p a 25 °C es:

$$\Delta G^\circ = -RT \ln K_p$$

$$K_p = e^{\left(- \frac{-102.6 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}}{\left(8.31 \times 10^{-3} \frac{\text{kJ}}{\text{mol}\cdot\text{K}}\right)(25.0 + 273.15)\text{K}} \right)} = 9.65 \times 10^{17}$$

Ejercicio 154

Día: 1 noviembre

Enunciado:

Una botella de cierta agua mineral contiene $60 \text{ mg}\cdot\text{L}^{-1}$ de Ca^{2+} y $80 \text{ mg}\cdot\text{L}^{-1}$ de Mg^{2+} . A una muestra de 100 mL de esta agua, se le añade NaF sólido sin que presente variación de volumen. Calcula qué sal (CaF_2 o MgF_2) precipita primero. K_{ps} : $\text{CaF}_2 = 4.0 \times 10^{-11}$; $\text{MgF}_2 = 6.3 \times 10^{-9}$

Respuesta corta: CaF_2

Resolución:

Las concentraciones de los cationes metálicos en el agua son:

$$[\text{Ca}^{2+}] = \left(\frac{60 \text{ mg Ca}^{2+}}{1 \text{ L}} \right) \left(\frac{1 \text{ mmol Ca}^{2+}}{40.1 \text{ mg Ca}^{2+}} \right) \left(\frac{0.001 \text{ mol Ca}^{2+}}{1 \text{ mmol Ca}^{2+}} \right) = 1.5 \times 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

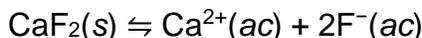
$$[\text{Mg}^{2+}] = \left(\frac{80 \text{ mg Mg}^{2+}}{1 \text{ L}} \right) \left(\frac{1 \text{ mmol Mg}^{2+}}{24.3 \text{ mg Mg}^{2+}} \right) \left(\frac{0.001 \text{ mol Mg}^{2+}}{1 \text{ mmol Mg}^{2+}} \right) = 3.3 \times 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

La disociación de NaF en disolución se representa como:



Cuando el fluoruro de sodio, NaF , entra en contacto con el agua, los iones Ca^{2+} y Mg^{2+} pueden reaccionar con los iones F^- por lo que se pueden formar sólidos insolubles. Esto solo puede suceder si el producto de solubilidad es menor que el producto iónico. La primera sustancia en precipitar es la que corresponde al producto de solubilidad más pequeño.

El equilibrio entre el CaF_2 sólido y sus iones es:



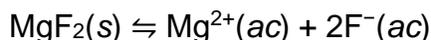
La expresión de la constante del producto de solubilidad es:

$$K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}] [\text{F}^-]^2 = 4.0 \times 10^{-11}$$

La concentración de $[\text{F}^-]$ para que se forme un sólido insoluble debe ser:

$$[\text{F}^-] = \sqrt{\frac{K_{ps}}{[\text{Ca}^{2+}]}} = \sqrt{\frac{4.0 \times 10^{-11}}{1.5 \times 10^{-3}}} = 1.6 \times 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

El equilibrio entre MgF_2 sólido y sus iones es:



La expresión de la constante del producto de solubilidad es:

$$K_{ps} = [\text{Mg}^{2+}] [\text{F}^{-}]^2 = 6.3 \times 10^{-9}$$

La concentración de $[\text{F}^{-}]$ para que se forme un sólido insoluble debe ser:

$$[\text{F}^{-}] = \sqrt{\frac{K_{ps}}{[\text{Mg}^{2+}]}} = \sqrt{\frac{6.3 \times 10^{-9}}{3.3 \times 10^{-3}}} = 1.4 \times 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Por lo tanto la primera sal en precipitar es el CaF_2 ya que requiere una menor concentración de $[\text{F}^{-}]$ para superar el valor de K_{ps}

Ejercicio 155

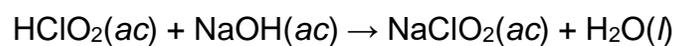
Día: 4 noviembre

¿Cuál es la ecuación química balanceada que se produce durante una neutralización entre NaOH y HClO₂?

Respuesta corta: $\text{HClO}_2(ac) + \text{NaOH}(ac) \rightarrow \text{NaClO}_2(ac) + \text{H}_2\text{O}(l)$

Resolución:

La ecuación química correspondiente a la reacción de neutralización entre NaOH y HClO₂ es:



Ejercicio 156

Día: 5 noviembre

Enunciado:

Se prepara una disolución diluida en un matraz aforado de 500 mL. En el matraz se agregan 40 mL de una disolución 0.30 mol·L⁻¹ y después se le agrega agua hasta la marca del aforo. Después de hacer esta dilución, ¿cuál es la molaridad de la disolución?

Respuesta corta: 0.024 mol·L⁻¹

Resolución:

$$\left(\frac{40 \text{ mL dis}}{500 \text{ mL dis final}}\right) \left(\frac{0.30 \text{ mmol soluto}}{1 \text{ mL dis}}\right) \left(\frac{1 \text{ mol}}{1000 \text{ mmol}}\right) \left(\frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}}\right) = 0.024 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Ejercicio 157

Día: 6 noviembre

Enunciado:

La aspirina que se utiliza comúnmente para aliviar el dolor de cabeza, se forma a partir de ácido salicílico ($C_7H_6O_3$). En un laboratorio se trató una muestra de 0.50 g de ácido salicílico con 100 mL de agua. Tomando en cuenta que la constante de disociación del ácido tiene valor de 1.1×10^{-3} , calcula el pH de la disolución.

Respuesta corta: pH = 2.2

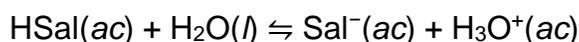
Resolución:

Cálculo para determinar la concentración del ácido salicílico:

$$\left(\frac{0.50 \text{ g } C_7H_6O_3}{100 \text{ mL dis}}\right) \left(\frac{1 \text{ mol } C_7H_6O_3}{138 \text{ g } C_7H_6O_3}\right) \left(\frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}}\right) = 0.036 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Nota: Por fines prácticos, en este ejercicio, se nombra como "HSal" al ácido salicílico.

El ácido salicílico es un ácido débil que en disolución acuosa se encuentra parcialmente disociado. La ecuación que describe su disociación es:



La expresión de la constante de acidez es: $K_a = \frac{[\text{Sal}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HSal}]}$

Aplicando los correspondientes balances y aproximaciones se obtiene:

$$[\text{Sal}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+]; \text{ y } [\text{SalH}] = c - [\text{H}_3\text{O}^+]$$

La expresión de la constante queda como: $K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{c - [\text{H}_3\text{O}^+]}$

Sustituyendo en la expresión anterior se obtiene que el valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ es:

$$1.1 \times 10^{-3} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{0.036 - [\text{H}_3\text{O}^+]} \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 5.8 \times 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$\text{pH} = -\log(5.8 \times 10^{-3}) = 2.2$$

Ejercicio 158

Día: 7 noviembre

Enunciado:

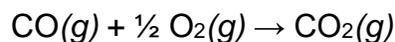
Un estudiante quiere saber si la combustión de CO es espontánea a 25 °C. Para ello, debe utilizar la ecuación de la energía libre de Gibbs y calcular la variación de la entalpía asociada al proceso. Dicho esto, calcula el valor de ΔH° del proceso.

Sustancia	CO(g)	O ₂ (g)	CO ₂ (g)
ΔH_f° (kJ·mol ⁻¹)	-110.5	-	-393.5

Respuesta corta: -283.0 kJ·mol⁻¹

Resolución:

La ecuación química de la combustión del CO es:



La variación de entalpía asociada al proceso puede calcularse a partir de la expresión:

$$\Delta H^\circ = \sum \Delta H_f^\circ (\text{productos}) - \sum \Delta H_f^\circ (\text{reactivos})$$

Sustituyendo:

$$\Delta H^\circ = \Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) - \Delta H_f^\circ(\text{CO})]$$

$$\left(1 \text{ mol CO}_2 \left(\frac{-393.5 \text{ kJ}}{1 \text{ mol CO}_2} \right) \right) - \left(1 \text{ mol CO} \left(\frac{-110.5 \text{ kJ}}{1 \text{ mol CO}} \right) \right) = -283.0 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

Ejercicio 159

Día: 8 noviembre

Recordando:

Enunciado día 1 de noviembre: Una botella de cierta agua mineral contiene $60 \text{ mg}\cdot\text{L}^{-1}$ de Ca^{2+} y $80 \text{ mg}\cdot\text{L}^{-1}$ de Mg^{2+} . A una muestra de 100 mL de esta agua, se le añade NaF sólido sin que presente variación de volumen. Calcula qué sal (CaF_2 o MgF_2) precipita primero. K_{ps} : $\text{CaF}_2 = 4.0 \times 10^{-11}$; $\text{MgF}_2 = 6.3 \times 10^{-9}$

Respuesta corta: CaF_2

Enunciado:

Tomando en cuenta la pregunta del viernes anterior. Calcula la concentración del primer catión que precipita cuando se inicia la precipitación del segundo catión.

Respuesta corta: $2.04 \times 10^{-5} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

Resolución:

La concentración de fluoruro para que precipite MgF_2 es $[\text{F}^-] = 1.4 \times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Considerando esa concentración de fluoruros, la concentración de Ca^{2+} cuando MgF_2 empieza a precipitar es:

$$[\text{Ca}^{2+}] = \frac{K_{ps}}{[\text{F}^-]^2} = \frac{4.0 \times 10^{-11}}{(1.4 \times 10^{-3})^2} = 2.04 \times 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Ejercicio 160

Día: 11 noviembre

Recordando:

Enunciado día 3 de octubre: Las entalpías estándar de formación del CaO y del H₂O en el “Nescafé Hot” mencionado el lunes 9 de septiembre son: $-635 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ y $-286 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$, respectivamente. La energía estándar de formación del producto de la reacción es $-1003 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$. Con estos datos, calcula la variación de entalpía asociada al proceso.

Respuesta corta: $-82.0 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

Enunciado día 10 de octubre: Mezclando 210 mL de una lata de “Nescafé Hot”, se ponen a reaccionar Ca(OH)₂ y CaO. Esta reacción desprende energía y aumenta la temperatura del producto a 40 °C. Calcula la energía necesaria para que la reacción se lleve a cabo. Calor específico: H₂O = $4.18 \text{ J}\cdot\text{g}^{-1}\cdot\text{°C}^{-1}$. Supón que la densidad H₂O: $1.00 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$.

Respuesta corta: 35.1 kJ

Enunciado:

Calcula la masa de CaO necesaria para calentar el sistema de la lata del “Nescafé Hot” (mencionado en días anteriores). Para determinar la masa, debes relacionar la entalpía de la reacción con el calor asociado al proceso, mismos que obtuviste los jueves 3 y 10 de octubre.

Respuesta corta: 24.0 g CaO

Resolución:

$$35.1 \text{ kJ} \left(\frac{1 \text{ mol CaO}}{82.0 \text{ kJ}} \right) \left(\frac{56.1 \text{ g CaO}}{1 \text{ mol CaO}} \right) = 24.0 \text{ g CaO}$$

Ejercicio 161

Día: 12 noviembre

Enunciado:

Un analista de calidad debe determinar por medio del método de secado, el porcentaje de humedad de un trozo de carne que pesa 18 g. Durante la determinación se obtuvieron los siguientes resultados: Masa de la caja Petri vacía = 48.4672 g. Masa de la caja Petri con la muestra después del secado = 51.2312 g. Calcula el porcentaje de humedad de la muestra.

Respuesta corta: 84.64 %

Resolución:

Primero, se debe obtener la masa de materia seca (MS):

$$MS = 51.2312 \text{ g} - 48.4672 \text{ g} = 2.7640 \text{ g}$$

Masa perdida durante el secado (agua libre):

$$\text{Agua libre} = 18 \text{ g} - 2.7640 \text{ g} = 15.2360 \text{ g}$$

Cálculo para determinar la humedad de la muestra:

$$\% H = \left(\frac{15.2360 \text{ g agua libre}}{18 \text{ g carne}} \right) (100) = 84.64 \%$$

¿Sabías que el compuesto mayoritario de casi todos los alimentos es el agua?

Ejercicio 162

Día: 13 noviembre

Recordando:

Enunciado día 6 de noviembre: La aspirina que se utiliza comúnmente para aliviar el dolor de cabeza, se forma a partir de ácido salicílico ($C_7H_6O_3$). En un laboratorio se trató una muestra de 0.50 g de ácido salicílico con 100 mL de agua. Tomando en cuenta que la constante de disociación del ácido tiene valor de 1.1×10^{-3} , calcula el pH de la disolución.

Respuesta corta: pH = 2.2

Enunciado:

Retomando la pregunta del miércoles pasado, calcula el grado de disociación del ácido salicílico, que se obtiene al disolver una tableta de aspirina que contiene 0.50 g de dicho ácido en 100 mL de agua.

Respuesta corta: 16.1 %

Resolución:

$$[HSal] = \left(\frac{0.50 \text{ g } C_7H_6O_3}{100 \text{ mL dis}} \right) \left(\frac{1 \text{ mol } C_7H_6O_3}{138 \text{ g } C_7H_6O_3} \right) \left(\frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} \right) = 0.036 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

La expresión de la constante es: $K_a = \frac{[H_3O^+]^2}{c - [H_3O^+]}$

Sustituyendo en la expresión anterior se obtiene que el valor de $[H_3O^+]$ es:

$$1.1 \times 10^{-3} = \frac{[H_3O^+]^2}{0.036 - [H_3O^+]}$$

$$[H_3O^+] = 5.8 \times 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$\alpha = \frac{[Sal^-]}{[HSal]} = \frac{5.8 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}{0.036 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}} = 0.161 \times 100 = 16.1 \%$$

Ejercicio 163

Día: 14 noviembre

Recordando:

Enunciado día 7 de noviembre: Un estudiante quiere saber si la combustión de CO es espontánea a 25 °C. Para ello, debe utilizar la ecuación de la energía libre de Gibbs y calcular la variación de la entalpía asociada al proceso. Dicho esto, calcula el valor de ΔH° del proceso.

Sustancia	CO(g)	O ₂ (g)	CO ₂ (g)
ΔH_f° (kJ·mol ⁻¹)	-110.5	-	-393.5

Respuesta corta: -283.0 kJ·mol⁻¹

Enunciado:

Respecto a la pregunta del 7 de noviembre. ¿Cuál es el valor de la variación de entropía asociada al proceso?

Sustancia	CO(g)	O ₂ (g)	CO ₂ (g)
S° (J·mol ⁻¹ ·K ⁻¹)	197.6	205.0	213.6

Respuesta corta: -86.50 J·mol⁻¹·K⁻¹

Resolución:

La expresión de la variación de entropía asociada al proceso es:

$$\Delta S^\circ = \sum S^\circ(\text{productos}) - \sum S^\circ(\text{reactivos})$$

Sustituyendo:

$$\Delta S^\circ = S^\circ(\text{CO}_2) - [S^\circ(\text{CO}) + \frac{1}{2}S^\circ(\text{O}_2)]$$

$$\left(1 \text{ mol CO}_2 \left(\frac{213.6 \text{ J}}{1 \text{ mol CO}_2 \cdot \text{K}} \right) \right) - \left[1 \text{ mol CO} \left(\frac{197.6 \text{ J}}{1 \text{ mol CO}_2 \cdot \text{K}} \right) + \frac{1}{2} \text{ mol O}_2 \left(\frac{205.0 \text{ J}}{1 \text{ mol O}_2 \cdot \text{K}} \right) \right] = -86.50 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

Ejercicio 164

Día: 15 noviembre

Recordando:

Enunciado día 1 de noviembre: Una botella de cierta agua mineral contiene $60 \text{ mg}\cdot\text{L}^{-1}$ de Ca^{2+} y $80 \text{ mg}\cdot\text{L}^{-1}$ de Mg^{2+} . A una muestra de 100 mL de esta agua, se le añade NaF sólido sin que presente variación de volumen. Calcula qué sal (CaF_2 o MgF_2) precipita primero. K_{ps} : $\text{CaF}_2 = 4.0 \times 10^{-11}$; $\text{MgF}_2 = 6.3 \times 10^{-9}$

Respuesta corta: CaF_2

Enunciado día 8 de noviembre: Tomando en cuenta la pregunta del viernes anterior. Calcula la concentración del primer catión que precipita cuando se inicia la precipitación del segundo catión.

Respuesta corta: $2.04 \times 10^{-5} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

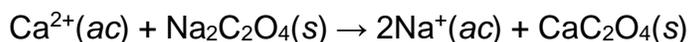
Enunciado:

Se mezclan 100 mL del agua mineral mencionada los últimos viernes (1 y 8 de noviembre) con 10 mL de disolución $0.10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ de $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$. Calcula el producto iónico para saber si forma el oxalato de calcio. $K_{ps}(\text{CaC}_2\text{O}_4) = 1.3 \times 10^{-9}$.

Respuesta corta: Producto iónico = 1.24×10^{-5} \therefore sí se forma el oxalato de calcio sólido.

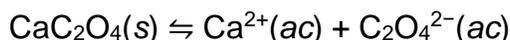
Resolución:

La ecuación balanceada entre Ca^{2+} y $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ es:



Para que se forme precipitado, el producto de solubilidad, K_{ps} debe ser menor al producto iónico.

El equilibrio entre el CaC_2O_4 sólido y sus iones es:



La expresión de la constante del producto de solubilidad K_{ps} es:

$$K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}][\text{C}_2\text{O}_4^{2-}] = 1.3 \times 10^{-9}$$

Considerando los volúmenes agregados y las concentraciones de los iones en la mezcla son:

$$[\text{Ca}^{2+}] = \frac{100 \text{ mL dis} \left(\frac{1.5 \times 10^{-3} \text{ mmol Ca}^{2+}}{1 \text{ mL dis}} \right)}{(10 + 100) \text{ mL dis}} = 1.36 \times 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$[\text{C}_2\text{O}_4^{2-}] = \frac{10 \text{ mL dis} \left(\frac{0.10 \text{ mmol C}_2\text{O}_4^{2-}}{1 \text{ mL dis}} \right)}{(10 + 100) \text{ mL dis}} = 9.1 \times 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

El valor del producto iónico es:

$$(1.36 \times 10^{-3})(9.1 \times 10^{-3}) = 1.24 \times 10^{-5}$$

Como el producto iónico es mayor a K_{ps} , se puede formar precipitado de CaC_2O_4 .

Ejercicio 165

Día: 18 noviembre

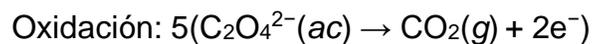
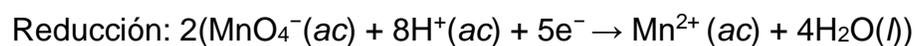
Enunciado:

Para estandarizar las disoluciones de KMnO_4 se utiliza $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ sólido (oxalato de sodio). Determina el número de electrones que se intercambian para llevarse a cabo la reacción.

Respuesta corta: 10 electrones intercambiados

Resolución:

Las ecuaciones de las semirreacciones que tienen lugar son:



Por lo tanto, se intercambian 10 electrones.

Ejercicio 166

Día: 19 noviembre

Enunciado:

¿Qué volumen de agua hay que añadir a 25.0 mL de una disolución de KOH 5.00 mol·L⁻¹ para preparar una disolución 2.00 mol·L⁻¹?

Respuesta corta: 37.5 mL de H₂O.

Resolución:

Se debe obtener la cantidad de sustancia de KOH contenida en la disolución original:

$$25.0 \text{ mL dis} \left(\frac{5.00 \text{ mmol KOH}}{1 \text{ mL dis}} \right) = 125 \text{ mmol KOH}$$

Considerando volúmenes agregados y aplicando la ecuación de molaridad:

$$\left(\frac{125 \text{ mmol KOH}}{(25.0 + V) \text{ mL dis}} \right) = 2.00 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$V = \left(\frac{125}{2} \right) - 25 = 37.5 \text{ mL H}_2\text{O}$$

Ejercicio 167

Día: 20 noviembre

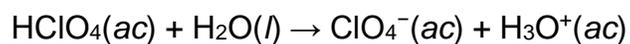
Enunciado:

Calcula el pH de 100 mL de una disolución de ácido perclórico con concentración 0.010 mol·L⁻¹.

Respuesta corta: pH = 2.0

Resolución:

El HClO₄ es un ácido fuerte que en disolución acuosa se disocia totalmente según la ecuación:



Según el balance de materia:

$$[\text{HClO}_4] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 0.010 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

Por lo tanto, el pH de la disolución es:

$$\text{pH} = -\log(0.010) = 2.0$$

Ejercicio 168

Día: 21 noviembre

Recordando:

Enunciado día 7 de noviembre: Un estudiante quiere saber si la combustión de CO es espontánea a 25 °C. Para ello, debe utilizar la ecuación de la energía libre de Gibbs y calcular la variación de la entalpía asociada al proceso. Dicho esto, calcula el valor de ΔH° del proceso.

Sustancia	CO(g)	O ₂ (g)	CO ₂ (g)
ΔH_f° (kJ·mol ⁻¹)	-110.5	-	-393.5

Respuesta corta: -283.0 kJ·mol⁻¹

Enunciado día 14 de noviembre: Respecto a la pregunta del 7 de noviembre. ¿Cuál es el valor de la variación de entropía asociada al proceso?

Sustancia	CO(g)	O ₂ (g)	CO ₂ (g)
S° (J·mol ⁻¹ ·K ⁻¹)	197.6	205.0	213.6

Respuesta corta: -86.50 J·mol⁻¹·K⁻¹

Enunciado:

Calcula el valor de la energía libre de Gibbs a 25 °C de los problemas mencionados los últimos jueves (7 y 14 de noviembre) y determina si es un proceso espontáneo o no espontáneo.

Respuesta corta: -257.2 kJ ∴ reacción espontánea.

Resolución:

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ$$

Recuerda que: $\Delta G^\circ > 0$ = proceso no espontáneo y $\Delta G^\circ < 0$ = proceso espontáneo.

$$\Delta G^\circ = -283.0 \text{ kJ} - (25.0 + 273.15 \text{ K}) \left(\frac{-86.50 \text{ J}}{\text{K}} \right) \left(\frac{1 \text{ kJ}}{1000 \text{ J}} \right) = -257.2 \text{ kJ}$$

Por lo tanto, se trata de una reacción espontánea y exergónica ya que $\Delta G^\circ < 0$.

Ejercicio 169

Día: 22 noviembre

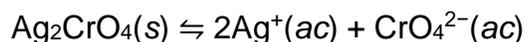
Enunciado:

Se analiza la concentración de iones cloruro para verificar la calidad del agua de un acuario (para mantener vivos a los peces), por medio de una valoración con nitrato de plata en presencia de cromato de plata que permite detectar el punto final por un cambio de color. Si la concentración de Ag_2CrO_4 en el punto final es $0.020 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Calcula la concentración de iones cloruro en la disolución cuando se forma el precipitado rojo-naranja. $K_{\text{ps}}: \text{Ag}_2\text{CrO}_4 = 1.00 \times 10^{-12}$; $\text{AgCl} = 1.78 \times 10^{-10}$

Respuesta corta: $2.52 \times 10^{-5} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1} \text{ Cl}^-$.

Resolución:

A partir del equilibrio de solubilidad de Ag_2CrO_4 se puede calcular la concentración de iones Ag^+ , en el momento en el que precipita. El equilibrio es:



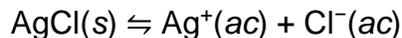
La expresión de la constante del producto de solubilidad es:

$$K_{\text{ps}} = [\text{Ag}^+]^2 [\text{CrO}_4^{2-}]$$

La concentración de $[\text{Ag}^+]$ para una concentración $[\text{CrO}_4^{2-}] = 0.020 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ es:

$$[\text{Ag}^+] = \sqrt{\frac{1.00 \times 10^{-12}}{0.020}} = 7.07 \times 10^{-6} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

A partir del equilibrio de solubilidad de AgCl se puede calcular la concentración de iones Cl^- en el instante en el que precipita el Ag_2CrO_4 . El equilibrio es:



La expresión de la constante del producto de solubilidad es:

$$K_{\text{ps}} = [\text{Ag}^+] [\text{Cl}^-]$$

El valor de $[\text{Cl}^-]$ para una $[\text{Ag}^+] = 7.07 \times 10^{-6} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ es:

$$[\text{Cl}^-] = \frac{1.78 \times 10^{-10}}{7.07 \times 10^{-6}} = 2.52 \times 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Ejercicio 170

Día: 25 noviembre

Enunciado:

Una muestra de CaCO_3 presenta una forma de cubo. Cada uno de sus lados mide 3.20 cm y se le determinó una densidad de $2.70 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$. Calcula el número de átomos de oxígeno contenidos en el cubo.

Respuesta corta: 1.60×10^{24} átomos de O

Resolución:

Primero se debe calcular el volumen del cubo:

$$V = (3.20 \text{ cm})^3 = 32.8 \text{ cm}^3$$

La cantidad de sustancia de oxígeno en el cubo es:

$$32.8 \text{ cm}^3 \text{ CaCO}_3 \left(\frac{2.70 \text{ g CaCO}_3}{1 \text{ cm}^3 \text{ CaCO}_3} \right) \left(\frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{100.1 \text{ g CaCO}_3} \right) \left(\frac{3 \text{ mol O}}{1 \text{ mol CaCO}_3} \right) = 2.65 \text{ mol O}$$

El número de átomos de oxígeno contenidos en la muestra es:

$$2.65 \text{ mol O} \left(\frac{6.022 \times 10^{23} \text{ átomos O}}{1 \text{ mol O}} \right) = 1.60 \times 10^{24} \text{ átomos O}$$

Ejercicio 171

Día: 26 noviembre

Enunciado:

Una disolución de ácido sulfúrico concentrado tiene una densidad de $1.81 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$ y 91 % de pureza en masa. Calcula el volumen que se debe tomar de esta disolución concentrada para preparar 500 cm^3 de una disolución a $0.50 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

Respuesta corta: $15 \text{ cm}^3 \text{ H}_2\text{SO}_4$

Resolución:

La masa de H_2SO_4 que se necesita para preparar la disolución $0.50 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ es:

$$500 \text{ cm}^3 \text{ dis} \left(\frac{0.50 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ L dis}} \right) \left(\frac{1 \text{ L dis}}{1000 \text{ cm}^3 \text{ dis}} \right) \left(\frac{98.1 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \right) = 25 \text{ g H}_2\text{SO}_4$$

Como se dispone de H_2SO_4 concentrado de pureza 91 % en masa y densidad de $1.81 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$:

$$25 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \left(\frac{100 \text{ g dis}}{91 \text{ g H}_2\text{SO}_4} \right) \left(\frac{1 \text{ cm}^3 \text{ dis}}{1.81 \text{ g dis}} \right) = 15 \text{ cm}^3 \text{ dis}$$

Ejercicio 172

Día: 27 noviembre

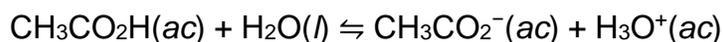
Enunciado:

El vinagre que conocemos es una disolución que contiene ácido acético. Calcula el valor de pH de 100 mL de una disolución $0.010 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ de ácido acético con K_a de 1.8×10^{-5} .

Respuesta corta: pH = 3.4

Resolución:

El ácido acético, $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$, es un ácido débil que en disolución acuosa se disocia parcialmente según la ecuación:



La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{CO}_2^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}]}$$

Aplicando los correspondientes balances y aproximaciones se obtiene:

$$[\text{CH}_3\text{CO}_2^-] = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$[\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}] = c - [\text{H}_3\text{O}^+]$$

Siendo c la concentración inicial de $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$.

La expresión de la constante queda como: $K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{c - [\text{H}_3\text{O}^]}$

Como se cumple que $\frac{c}{K_a} > 100$. Se puede realizar la aproximación: $c - [\text{H}_3\text{O}^+] \approx c$

La expresión de la constante se reduce a: $K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{c}$

Sustituyendo en la expresión anterior se obtiene que el valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ es:

$$1.8 \times 10^{-5} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{0.010 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 4.24 \times 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$\text{pH} = -\log(4.2 \times 10^{-4}) = 3.4$$

Ejercicio 173

Día: 28 noviembre

Recordando:

Enunciado día 7 de noviembre: Un estudiante quiere saber si la combustión de CO es espontánea a 25 °C. Para ello, debe utilizar la ecuación de la energía libre de Gibbs y calcular la variación de la entalpía asociada al proceso. Dicho esto, calcula el valor de ΔH° del proceso.

Sustancia	CO(g)	O ₂ (g)	CO ₂ (g)
ΔH_f° (kJ·mol ⁻¹)	-110.5	-	-393.5

Respuesta corta: -283.0 kJ·mol⁻¹

Enunciado:

Calcula la constante de equilibrio a 25 °C de la combustión del monóxido de carbono, CO, mencionada el jueves 7 de noviembre.

Recuerda que: $\Delta G^\circ = -RT \ln K_p$

Respuesta corta: $K_p = 1.22 \times 10^{45}$

Resolución:

$$K_p = e^{\left(\frac{\Delta G^\circ}{-RT}\right)} = e^{\left(\frac{-257.2 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}}{(8.31 \times 10^{-3} \frac{\text{kJ}}{\text{mol}\cdot\text{K}})(298.15 \text{ K})}\right)} = 1.22 \times 10^{45}$$

Ejercicio 174

Día: 29 noviembre

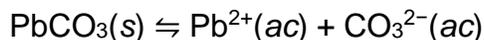
Enunciado:

Las baterías plomo-ácido se utilizan para los automóviles y están constituidas por un conjunto de rejillas fabricadas con una aleación de Pb, Ca, Ag y Sn. En el proceso de su fabricación se originan aguas residuales con 180 ppm de Pb²⁺, que es necesario eliminar por medio de una precipitación de forma estequiométrica mediante un tratamiento con Na₂CO₃. Calcula la concentración de Pb²⁺ residual, en ppm, que permanecerá disuelta en agua después del tratamiento. $K_{ps}(\text{PbCO}_3) = 7.4 \times 10^{-14}$

Respuesta corta: 0.056 ppm Pb²⁺

Resolución:

El equilibrio entre el PbCO₃ sólido y sus iones es:



La expresión de la constante del producto de solubilidad (K_{ps}) es:

$$K_{ps} = [\text{Pb}^{2+}][\text{CO}_3^{2-}] = (\text{s})(\text{s}) = \text{s}^2 = 7.4 \times 10^{-14}$$

En el equilibrio se cumple que:

$$[\text{Pb}^{2+}] = [\text{CO}_3^{2-}] = \text{s} = 2.72 \times 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

A partir de la molaridad se puede obtener la concentración en partes por millón:

$$\left(\frac{2.72 \times 10^{-7} \text{ mol Pb}^{2+}}{1 \text{ L}} \right) \left(\frac{207.2 \text{ g Pb}^{2+}}{1 \text{ mol Pb}^{2+}} \right) \left(\frac{1000 \text{ mg Pb}^{2+}}{1 \text{ g Pb}^{2+}} \right) = 0.056 \text{ ppm Pb}^{2+}$$

Conclusión

- Se elaboraron dos calendarios con una lógica semestral aproximada a los calendarios de la Universidad Nacional Autónoma de México (UNAM) para el año 2024 con un total de 174 ejercicios.
- Los ejercicios son una herramienta para acercar la química a los estudiantes de los últimos semestres del bachillerato, y para que los estudiantes de la Facultad de Química de la UNAM mejoren su aprovechamiento escolar.
- Para cada ejercicio se propone una resolución detallada en la que el estudiante podrá tener una retroalimentación directa y comparar con sus resultados.
- Estos calendarios funcionarán como material de apoyo didáctico para fomentar la motivación y el estudio continuo de los estudiantes de la FQ durante dos semestres.
- El calendario es un producto de divulgación de la ciencia, lo que puede servir para cambiar la percepción de esta misma ciencia en la sociedad.

Referencias bibliográficas

- ✓ Alberro A., Bulajich R., Figueroa M., Rechtman A., Valdez R. (2014). *Problemas del Calendario Matemático 2014*. Morelos: Googol S.A. de C.V.
- ✓ Alberro A., Bulajich R., Rechtman A. (2001). *Problemas del Calendario Matemático 2002*. [en línea]. Morelos. Olimpiada Mexicana de Matemáticas. Disponible en: <http://www.fismat.umich.mx/OMM/OMM-2001.pdf> [Último acceso el 1 de marzo de 2023]
- ✓ Alberro A., Bulajich R., Valdez R. (2018). *Problemas del Calendario Matemático 2018*. Morelos: Googol S.A. de C.V.
- ✓ Blanco C. (2022). Colección: Guía para jóvenes. *Copérnico*. [En línea]. Disponible en: <https://repositorio.comillas.edu/rest/bitstreams/100451/retrieve> [Último acceso el 1 de marzo de 2023].
- ✓ Burgos R., Burgos N., Gilsanz F., Téllez de Peralta G., Rodríguez J. (2020). *Aristóteles: creador de la filosofía de la ciencia y del método científico (parte I)*. Anales de la Real Academia de Doctores de España. v. 52, n. 2, 279-295.
- ✓ Cantú P. (2010). *Ciencia y conciencia humana*. Redalyc. v. XIII, n.1, 6-10.
- ✓ Cifuentes E. (2002). *Los Calendarios Gregoriano y Maya*. Universidad de San Carlos de Guatemala. Disponible en: <https://fisica.usac.edu.gt/calendario/calendario.pdf> [Último acceso el 7 de febrero de 2023].
- ✓ De la Peña J. (2005). La percepción pública de la ciencia en México. *Ciencias*. 30-36.
- ✓ De Toro y Llaca C. (1999). *Astronomía: historia y calendario*. RMC. 57-81. [en línea]. Disponible en: <https://www.divulgameteo.es/uploads/Calendario-or%C3%ADgenes.pdf> [Último acceso el 7 de febrero de 2023].
- ✓ Fernández A., Rodríguez, D. (2021). *Dimensión ética de la actividad científica y tecnológica en Latinoamérica. Una visión de Ciencia, Tecnología y Sociedad*. Trilogía Ciencia Tecnología Sociedad, v. 13, n. 24, 135-160.
- ✓ Fritjof C. (1992) *El punto crucial*. Buenos Aires: Editorial Troquel S.A.
- ✓ Giddens A. (2000). *Sociología*. Tercera Edición. Alianza editorial. [en línea]. Disponible en: [241](https://ifdc6m-</div><div data-bbox=)

juj.infed.edu.ar/aula/archivos/repositorio/0/140/Giddens- Sociologia.pdf

Último acceso el 2 de marzo de 2023].

- ✓ Guevara A., Acatitla E., Cocho F., Frías G., Cocho G., Magallanes G., Muñoz J., Gottdiener L., Benítez M., Schoijet M., Mansilla R. (2013). *Ciencia y sociedad: Pinceladas*. [versión electrónica]. México CDMX. Coplt-arXives.
- ✓ Gutierrez A., Barajas D. (2019). Incidencia de los recursos lúdicos en el proceso de enseñanza-aprendizaje de la Química Orgánica I. *Educ. quím.*, n. 4, v. 30.
- ✓ Instituto Mexicano del Transporte. (2003). *Notas*. n. 71, artículo 3.
GOBIERNO DE MÉXICO. Disponible en: [https://imt.mx/resumen-boletines.html?IdArticulo=212&IdBoletin=69#:~:text=El%20SI%20enuncia%20siete%20magnitudes,y%20candela%20\(Tabla%20I\)](https://imt.mx/resumen-boletines.html?IdArticulo=212&IdBoletin=69#:~:text=El%20SI%20enuncia%20siete%20magnitudes,y%20candela%20(Tabla%20I)). [Último acceso el 27 de abril de 2023].
- ✓ Instituto Nacional de Estadística y Geografía. (Actualizado en 2022). Disponible en: <https://cuentame.inegi.org.mx/poblacion/esperanza.aspx?tema=P> [Último acceso el 24 de abril de 2023].
- ✓ Jara S. y Torres J. (2011). *Percepción social de la ciencia: ¿utopía o distopía?* *CTS*, v. 6, n. 17,1-19.
- ✓ Katz M. (2010) IX. Epistemología e Historia de la Química. Curso 2010. *El Círculo de Viena*. [versión electrónica]. 79-86. [En línea]. Disponible en: <http://www.rlabato.com/isp/qui/epistemo-009.pdf> [Último acceso el 1 de marzo de 2023].
- ✓ Ligia M., (2011). *Las sociedades y la elaboración de calendarios*. Espiga. n. 22, 31-48. *CARVAJAL)
- ✓ Martínez F., García J. (2010). *Ciencias para el Mundo Contemporáneo. Guía de Recursos didácticos*. Gobierno de Canarias: PDS Editores SL.
- ✓ Medina A. (2016) *Ciencia, conocimiento y sociedad*. *Ludus Vitalis*. (XXIV-46), 179-182.
- ✓ Niño V. (2001). *El tiempo en la mecánica de Newton, la relatividad especial y la mecánica cuántica*. *Colombiana de Filosofía de la ciencia*. n. 2, v. 5. 25-34
- ✓ Olivé, León. (2007) *La ciencia y la tecnología en la sociedad del conocimiento. Ética, política y epistemología*. Ciudad de México: Fondo de Cultura Económica

- ✓ Padilla J., Patiño M., Herrera S. (2020). *¿Qué ciencia necesita el ciudadano?* SOMEDYT. México
- ✓ Pérez R. (2009). *Ciencia, conocimiento e identidad nacional*. Reencuentro. n. 56. 12-16.
- ✓ Pociña J. (2013). *Ver, concebir y expresar el paso del tiempo. El calendario medieval y refranero*. Medievalismo. n. 23, 117-155.
- ✓ Pratt J. (2000). *Mapping Time: The Calendar and Its History*. By E. G. Richards. The American Mathematical Monthly. v. 107, n.1, 92-99.
- ✓ Real Academia Española [en línea]. (Actualizado en 2022). Disponible en: <https://dle.rae.es> [Último acceso el 24 de abril de 2023].
- ✓ Sánchez G. (2010). Las estrategias de aprendizaje a través del componente lúdico. marcoELE. Revista de Didáctica Español Lengua Extranjera. n. 11. 1-68.
- ✓ Segura W. (2012). *La reforma del calendario. Las tentativas para transformar el calendario gregoriano*. España: Wenceslao Segura González. Nuestro Calendario.
- ✓ Simbaña V., Jaramillo L., Vinuesa S. (2017). *Aporte de Durkheim para la sociología de la educación*. Sophia, Colección de Filosofía de la Educación. n. 23, 83-89.
- ✓ Trepát C. y Comes P. (2006). *El tiempo y el espacio en la didáctica de las ciencias sociales*. Materiales para la innovación educativa. Quinta edición. Barcelona: Graó, de IRIF, S.L.
- ✓ Vieira K. (2022). *Historia breve comentada de los hechos relevantes que dieron forma al calendario moderno*. [versión electrónica]. *SciComm Report*. n. 2, v. 1, 1-14.
- ✓ Wilches M. (2017). *Introducción a la ciencia*. Medellín: Fondo editorial Universidad Católica de Oriente.

Figuras

Figura 1. Aristóteles (384 a.C.-322 a.C.)

Abel G. (2021). *Aristóteles, el pensador polifacético*. [Figura]. Historia National Geographic. https://historia.nationalgeographic.com.es/a/aristoteles-pensador-polifacético_15153

Figura 3.- Émile Durkheim (1858–1917)

De Liras M. (1996). *Educación y pedagogía. Ficha de lectura: Durkheim, naturaleza y método de la pedagogía*. [Figura]. Miseria de la Sociología. <http://miseriadelasociologia.blogspot.com/2013/05/ficha-de-lectura-durkheim-naturaleza-y.html>

Figura 6.- Las siete unidades básicas del Sistema Internacional de Unidades.

Frabetti C. (2021). *Las siete unidades básicas*. [Figura]. El País. <https://elpais.com/ciencia/el-juego-de-la-ciencia/2021-11-05/las-siete-unidades-basicas.html>

Figura 7.- Reloj de arena como herramienta para medir el tiempo.

Nata_Alhontess. (S/F). Juego de relojes de arena antiguos. Colección de relojes antiguos. Esbozo de tinta. [Imagen]. Freepik. https://www.freepik.es/vector-premium/juego-relojes-arena-antiguos-coleccion-relojes-antiguos-esbozo-tinta-dibujado-mano_32833632.htm

Figura 8.- Fases de la Luna.

Diferenciador (S/F). *Fases de la luna*. [Figura].Diferenciador. <https://www.diferenciador.com/fases-de-la-luna/>

Figura 9.- Calendario de Warren Field.

Rumor G. (2013). *Un calendario que tiene diez mil años*. [Foto]. Planeta Vital. <https://tuplanetavital.org/actualidad-planetaria/un-calendario-que-tiene-diez-mil-anos/>

Figura 10.- Las doce costelaciones zodiacales.

Aerikato. (S/F). Conjunto de 12 constelaciones de signos del zodiaco. [Figura]. Freepik. https://www.freepik.es/vector-premium/conjunto-12-constelaciones-signos-zodiaco_6169917.htm

Figura 11.- Representación egipcia del ave fénix.

Una Mexicana en Egipto. (2019). *El ave Fénix en Egipto*. [Figura]. Una Mexicana en Egipto. <https://www.unamexicanaenegipto.com/post/el-mito-del-ave-f%C3%A9nix-o-el-maravilloso-poder-de-la-resiliencia>

Figura 12.- Calendario romano original.

Atenea nike. (S/F). Calendario Romano. [Figura]. Atenea nike. <https://www.ateneanike.com/historia-de-roma/arte-ciencia-y-literatura/calendario-romano/>

Figura 13.- Calendario Gregoriano.

Abel G. (2021). *1582, el año en el que octubre duró 21 días*. [Figura]. Historia National Geographic. https://historia.nationalgeographic.com.es/a/1582-ano-que-octubre-duro-21-dias_15734

Figura 14.- Astrónomo maya. Códice de Madrid.

Unknown Maya artist. (2015). Representation of a Maya astronomer from p34 of the Madrid Codex with their eye outstretched. [Imagen]. Wikipedia. https://es.m.wikipedia.org/wiki/Archivo:Madrid_Codex_astronomer.png

Figura 15. a) Rueda calendárica *tzolk'in* correspondiente al calendario ritual, y b) rueda calendárica *haab*.

- a) Veloz P. (2021). *Posición del número indicado en la piedra del calendario Tzolkin del 6° numeral para usar en calendario tzolkin online en los artículos de Tzolkin y Calendario maya*. [Imagen]. Wikimedia commons. https://es.wikipedia.org/wiki/Calendario_maya#/media/Archivo:B6_tzolkin.png
- b) Veloz P. (2021). *Posición indicada en la rueda de piedra para el 12° día para usar en calendario tzolkin online en los artículos de Tzolkin y Calendario maya*. [Imagen]. Wikimedia commons. https://es.wikipedia.org/wiki/Calendario_maya#/media/Archivo:A12_tzolkin.png

Figura 16. Calendario escolar plan anual y plan semestral.

Universidad Nacional Autónoma de México. (S/F). Calendarios escolares. [PDF]. DGAE. UNAM. Secretaría General. https://www.dgae.unam.mx/calendarios_escolares.html