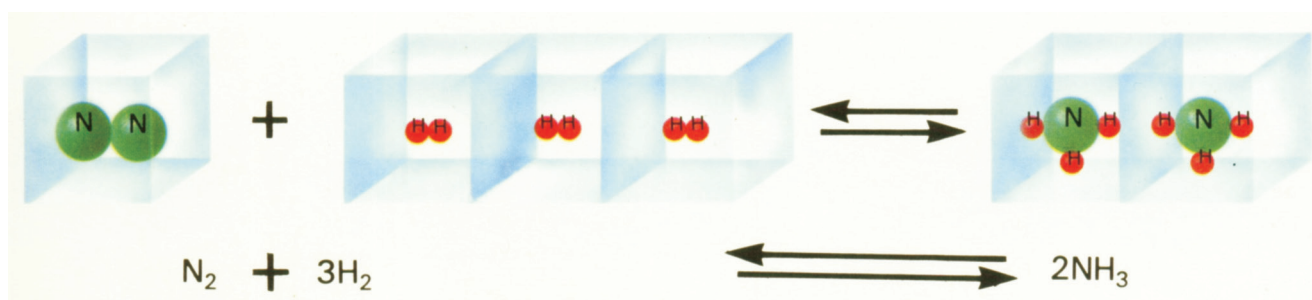


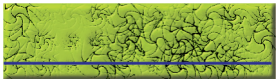
¿PUEDE UN CAMBIO QUÍMICO REVERSIBLE LOGRAR EL EQUILIBRIO?...

¡LE CHÂTELIER RESPONDE!



INDICADORES DE LOGROS

- Interpreta el significado de equilibrio químico.
- Reconoce y aplica el principio de Le Châtelier a reacciones químicas.
- Expresa la constante de equilibrio para una reacción en términos de la concentraciones de reactantes y productos.
- Calcula la constante de equilibrio de una reacción dadas las concentraciones iniciales de los reactantes y los productos formados.
- Deduce como afecta el estado de equilibrio el cambio en reactivos, productos y la temperatura de un sistema.
- Hace uso racional de los recursos naturales (**RESPONSABILIDAD AMBIENTAL**).
- Mantiene ordenado el lugar de trabajo o el sitio donde vive.
- Participa activamente en los proyectos de mejoramiento ambiental que permiten su vinculación.
- Demuestra actitud positiva hacia los problemas que afectan el medio ambiente.
- Reconoce y analiza diferentes problemas del medio ambiente.
- Diseña estrategias para el uso racional y adecuado de sustancias químicas del entorno, con el fin de disminuir la problemática ambiental que genera el desconocimiento del manejo por parte de la comunidad (**EJE COMUNIDAD**).



ATENCIÓN

Para el desarrollo de esta guía, se requieren los siguientes materiales por subgrupo de trabajo y reactivos. Se sugiere verificar su existencia en el laboratorio o en su defecto realizar gestiones para su consecución.

- 1 tubo de ensayo con desprendimiento lateral
- 1 espátula
- 1 pipeta graduada de 10 ml
- 1 trozo de manguera de látex
- 1 tubo de vidrio acodado
- 1 tapón de caucho para el tubo de ensayo
- 1 balón de fondo redondo de 250 ml
- 1 cubeta plástica.
- 1 calculadora científica
- Diccionario español
- Viruta de cobre
- Ácido nítrico
- Hielo o agua helada

LA RESPONSABILIDAD AMBIENTAL: una tarea compartida.

La sociedad de consumo está inundada de productos químicos para diferentes usos y en la gran mayoría de los casos, la comunidad desconoce los riesgos que trae consigo su inadecuada utilización, almacenamiento y eliminación de residuos y empaques que perjudican la salud, la vida y el medio ambiente.

Se requieren entonces compromisos inmediatos de todos y cada uno de los integrantes de la comunidad, de una parte relacionados con la toma de conciencia y educación frente a esta problemática y en segunda instancia, la identificación de mecanismos de planeación, organización, prevención, coordinación y control que faciliten alternativas de solución.

Adquirir elementos básicos de responsabilidad ambiental, se convierten en una herramienta fundamental de éxito en el mundo laboral actual.





TODO CAMBIO QUÍMICO TIENDE A ESTABILIZARSE SEA O NO REVERSIBLE

Los compañeros de cada subgrupo, nos preparamos para responder las actividades propuestas a continuación. Discutimos las respuestas, sacamos unas conclusiones y las compartimos con el profesor. De esta forma podremos corregir o afianzar nuestros conocimientos.

Terminadas las actividades, escribimos en el cuaderno una síntesis de ellas incluyendo las conclusiones obtenidas en la discusión.

Un experimento hipotético:

Asumamos que disponemos de una balanza pesa-moles y realizamos el siguiente ejercicio mental:

Parte A

Se pesaron 2 moles de una sustancia A con una mol de una sustancia C. Ambas fueron depositadas en el platillo izquierdo de nuestra balanza.

En el platillo derecho se colocaron 2 moles de la sustancia B y 2 moles de la sustancia D.

Se observó que la balanza establecía el equilibrio, es decir el fiel de la balanza coincide con el cero de la escala graduada.

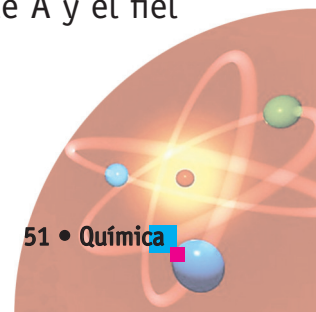
¿Cómo representamos esta igualdad matemática?

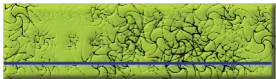
¿De ser una reacción química, cuál será la ecuación que la representa?

Parte B

Posteriormente se adicionó al lado izquierdo de la balanza 1 mol de A y el fiel de la balanza cambió su posición. ¿Hacia dónde?

Matemáticamente tenemos ahora una desigualdad.





¿Cómo se representa esta desigualdad matemática?

Siendo una reacción química, ¿Cuál sería la ecuación que la represente?

Parte C

Por último, se agregaron 2 moles de B y una mol de D en el plato de la derecha y nuevamente el fiel se orientó hacia el lado izquierdo de la escala de la balanza. Se obtiene así una nueva desigualdad matemática.

Escribimos la representación de esta nueva desigualdad matemática.

Comparándola con un cambio químico, ¿Qué ecuación sería la representación correcta?

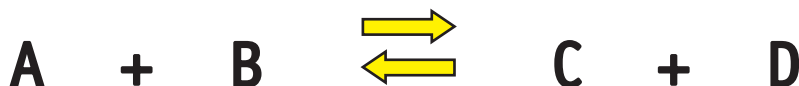
Con la coordinación del ayudante de subgrupo, comparamos las tres representaciones matemáticas y las ecuaciones químicas que hemos propuesto. Discutimos los resultados del experimento hipotético y elaboramos una conclusión que compartimos con el profesor.



EN UN EQUILIBRIO QUÍMICO LAS VELOCIDADES DE FORMACIÓN Y DESCOMPOSICIÓN DE LAS SUSTANCIAS SE HACEN CONSTANTES

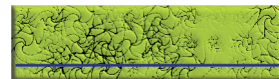
Cada subgrupo de trabajo lee y discute la temática propuesta a continuación, escribimos las conclusiones y los aspectos básicos en el cuaderno reunidos en un esquema conceptual o cuadro sinóptico.

Hemos visto cómo los productos en un cambio químico pueden reaccionar entre ellos y formar nuevamente reactivos, es un caso de reacciones químicas reversibles que se han representado como:



Esta ecuación plantea que si A y B reaccionan, producen 2 sustancias nuevas, para el caso C y D.





En las reacciones reversibles, C y D interactúan entre sí regenerando en parte los reactivos A y B.

Cuando A y B reaccionan, se inicia la **formación** de los productos (reacción que se desplaza hacia la derecha). Sin embargo en el momento de esa formación se inicia también la **reacción inversa** de forma muy lenta, es decir, **se regeneran** los reactivos.

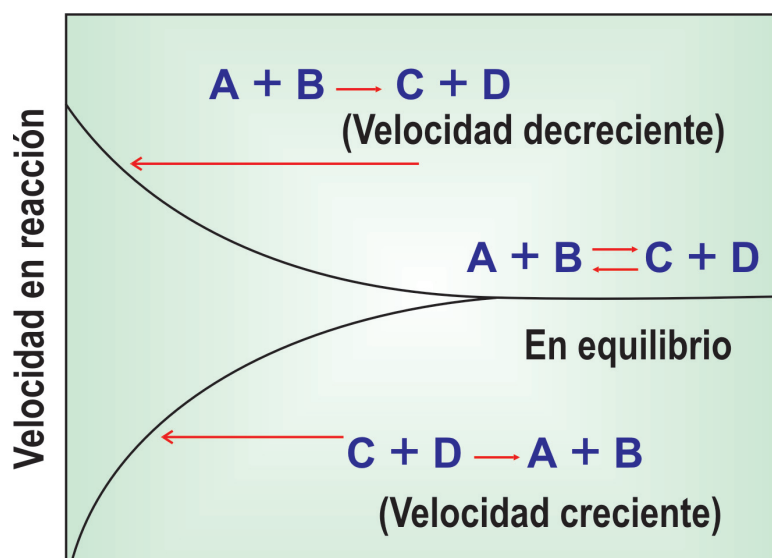
A medida que se consumen los reactivos, la reacción inversa acelera su velocidad con producción de reactivos, aumentando la concentración de ellos.

Se concluye que la velocidad de reacción directa (hacia la derecha) **disminuye** y la velocidad de reacción inversa **aumenta** hasta llegar a igualar velocidades, logrando así el equilibrio químico de la reacción.

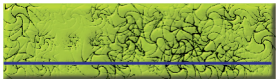
Cuando esta etapa se presenta, las concentraciones de todas las especies químicas presentes se hacen constantes.

Sin embargo, el estado de equilibrio obtenido no es estático ya que la reacción no se ha detenido, se tiene un equilibrio dinámico donde se dan simultáneamente dos cambios químicos de direcciones opuestas que se compensan.

Las concentraciones **permanecen constantes** porque la misma **velocidad de formación** de unas especies, es la **misma de consumo** de las otras especies. Como se observa en la siguiente representación gráfica:



Cada equipo de trabajo **discute y concierta** las respuestas a las preguntas que se presentan a continuación, relacionadas con los resultados de la práctica de laboratorio



realizada en la guía anterior. (Guía 2 unidad 1 ¿Cómo se produce el estado de equilibrio en una reacción química?).

Al término de la actividad, compartimos nuestras respuestas con los demás compañeros del curso y el profesor en plenaria.

Recordemos que en la práctica en mención, se hicieron reaccionar dos sustancias químicas: **el tricloruro de hierro con el tiocianato de amonio.**

- ¿Cuál es el resultado de la reacción entre las sustancias dadas? Indicamos la reacción.
- ¿Qué ecuación nos representa correctamente el cambio químico observado?
- ¿Cómo se explica la presencia del color rojo cuando se combinan las sustancias reactantes?
- ¿Por qué al adicionar más solución de tiocianato de amonio, la coloración obtenida se hace más intensa?
- ¿Qué relación existe entre el cambio de coloración observado y la dirección del desplazamiento de la reacción? ¿Por qué?

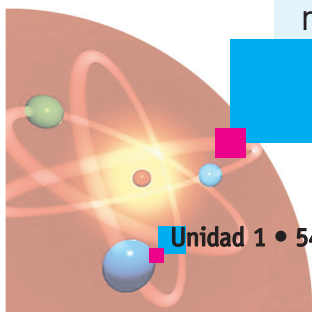
Para articular la CLG, se puede plantear, por ejemplo: cuáles son los cuidados que se deben tener para manipular estas sustancias, qué consecuencias trae el mal uso.

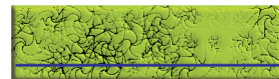
Continuemos nuestra lectura analítica con el subgrupo de trabajo...

LE CHATELLIER NOS EXPLICA SU PRINCIPIO:

Los cambios presentados en la composición de una mezcla reactante que se encuentra en estado de equilibrio, se rigen por el principio de Henry Louis Le Châtelier quien lo enunció de la siguiente forma:

“Cuando el equilibrio de un sistema reactante es perturbado por condiciones externas, el sistema responde para contrarrestar el efecto del cambio impuesto y así restablece el equilibrio”





La reacción que hemos estado mencionando de la práctica anterior nos muestra el resultado cuando se modifican las condiciones del experimento. Al agregar más tricloruro de hierro, obligó al sistema a responder acelerando la reacción **hacia la derecha**, es decir de **reactivos a productos**, lo que permitió que el color rojo se hiciera más intenso para desprenderse del exceso de este reactivo y restablecer el equilibrio. En este caso, el equilibrio se desplaza la derecha.

Este principio tiene aplicaciones adicionales como los cambios de calor y volumen en las reacciones químicas en el estado gaseoso.

¿QUÉ EFECTOS GENERA LA TEMPERATURA SOBRE UNA MEZCLA REACTANTE EN ESTADO DE EQUILIBRIO?

El efecto de la temperatura se presenta en un doble aspecto:

1. Las reacciones químicas se **aceleran** al **aumentar** la temperatura. (La velocidad de una reacción suele duplicarse cada que la temperatura aumenta en 10 grados centígrados).
2. Al aumentar la temperatura, el sistema reactante recibe calor. Si tomamos como ejemplo la reacción del nitrógeno con hidrógeno, se nota la liberación de calor, representado mediante la siguiente ecuación:



En el caso anterior, la reacción hacia la derecha es exotérmica con desplazamiento de 49950 joules de calor; mientras que si se desplaza hacia la izquierda es endotérmica, con absorción de igual cantidad de calor.

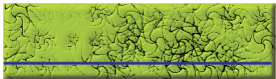
Supongamos que en la reacción anterior en estado de equilibrio se le ha aumentado el suministro de calor.

De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema debe responder a este cambio de las condiciones externas acelerando la reacción que va hacia la izquierda haciendo la reacción endotérmica para poder consumir el exceso de calor y restablecer el equilibrio.

El calentamiento favorece entonces la descomposición del amoníaco haciendo que el equilibrio se desplace hacia la izquierda.

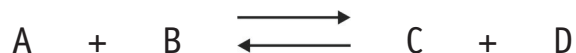
En este caso el rendimiento de la reacción para la obtención del amoníaco es menor, debido a que la reacción de formación de esta sustancia es exotérmica.





DE LE CHATELLIER A LA LEY DEL EQUILIBRIO QUÍMICO

Consideremos la siguiente reacción:



De acuerdo con la ley de velocidad de reacciones vista anteriormente, se tiene que la velocidad de reacción de izquierda a derecha (que llamaremos V_1), es **proporcional** al producto de las concentraciones de A y B por la velocidad de reacción, expresada en los siguientes términos:

$$V_1 = k_1 \cdot [A] \cdot [B]$$

De la misma forma, la velocidad de reacción de **derecha a izquierda** (que llamaremos V_2), será igual a:

$$V_2 = k_2 \cdot [C] [D]$$

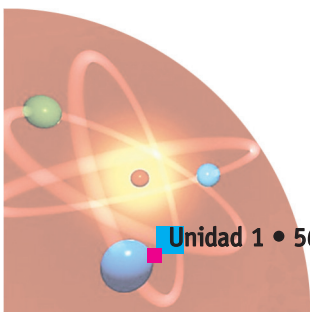
Como en el **equilibrio** la **concentración** de las cuatro sustancias **no cambia**, se deduce que la velocidad de la reacción progresiva (V_1) debe ser igual a la velocidad de la reacción reversiva (V_2).

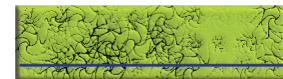
Se tiene entonces un equilibrio dinámico que ocurre entre dos reacciones opuestas que se realizan a igual velocidad.

...por equilibrio entendemos un estado en el que las propiedades de un sistema, medidas experimentalmente, no sufren cambios observables, aún transcurrido un período indefinido de tiempo. No se pretende con ello que las partículas individuales no experimenten cambio.

Igualando las expresiones matemáticas de las velocidades se llega entonces a la siguiente expresión:

$$V_1 = V_2 \longrightarrow k_1 [A] [B] = k_2 [C] [D]$$





De donde:

$$\frac{k_1}{k_2} = \frac{[C][D]}{[A][B]}$$

Matemáticamente, el cociente entre dos constantes es otra constante, de ahí que la relación entre las constantes k_1 y k_2 es una nueva constante a la que se le llama **constante de equilibrio** que se representa como:

$$k_{eq}$$

La expresión se reduce entonces a:

$$k_{eq} = \frac{[C][D]}{[A][B]}$$

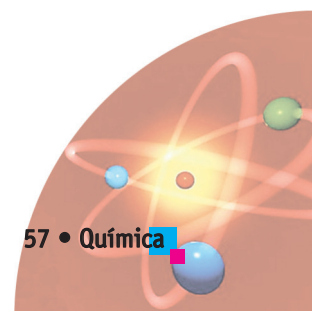
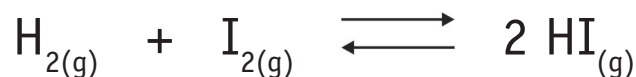
Se conoce como ley de acción de masas para el equilibrio químico.

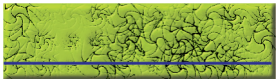
Dicha ley fue enunciada por Kato Guldberg y Waage en el año de 1867 y se enuncia de la siguiente forma:

En el estado de equilibrio, el producto de la concentración de los productos dividido por la concentración de los reactivos, es igual a una constante llamada constante de equilibrio (k_{eq}), cuyo valor es constante para una temperatura dada.

La siguiente reacción química nos permite identificar la ley de acción de masas:

En un balón de vidrio, cuyo volumen es de un litro, se coloca una mol de hidrógeno (H_2) y una mol de yodo (I_2), sustancia que al calentarse se vaporiza produciendo vapores intensos de color violeta. Si se eleva la temperatura hasta un valor constante de 445 grados centígrados, el color violeta del yodo disminuye casi totalmente, lo que indica que se ha producido una reacción química, expresada mediante la siguiente ecuación:

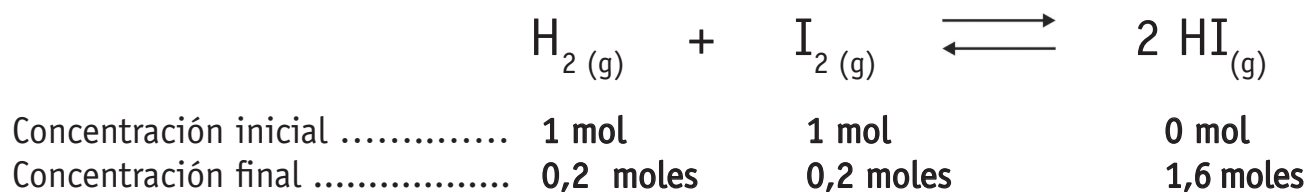




Como la coloración del contenido gaseoso en el balón ya no cambia después de cierto tiempo, es porque la reacción ha entrado en equilibrio. El análisis de la concentración de los productos dentro del balón en ese momento es la siguiente:

$\text{HI} = 1,6 \text{ mol/litro.}$
 $\text{H}_2 = 0,2 \text{ mol/litro.}$
 $\text{I}_2 = 0,2 \text{ mol/litro.}$

Estos valores pueden ser representados así:



El cálculo de la constante de equilibrio será:

$$K_{\text{eq}} = \frac{[\text{HI}_{(g)}]^2}{[\text{H}_{2(g)}][\text{I}_{2(g)}]} = \frac{(1,6 \text{ mol})^2}{(0,2 \text{ mol})(0,2 \text{ mol})} = 64$$

Un valor tan elevado de la constante de equilibrio significa que a esta temperatura el rendimiento de la reacción es bastante apreciable.

¡EJERCITEMOS!

Con los compañeros de subgrupo, resolvemos los siguientes ejercicios. Terminada la actividad, compartimos con el profesor el procedimiento empleado y los resultados obtenidos.

- a. El dióxido de nitrógeno se descompone por acción de la temperatura en monóxido de nitrógeno y oxígeno de acuerdo con la siguiente ecuación:



La reacción se efectuó en un recipiente cerrado a 327 grados centígrados.

Cuando se produjo el equilibrio se encontró que las concentraciones fueron las siguientes:

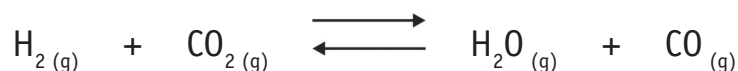




Concentración de NO_2 = 0,0146 mol/litro.
Concentración de NO = 0,00382 mol/ litro.
Concentración de O_2 = 0,00191 mol/ litro.

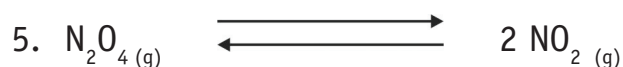
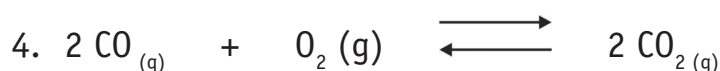
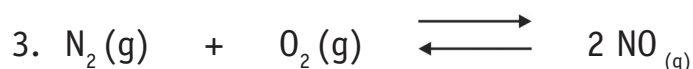
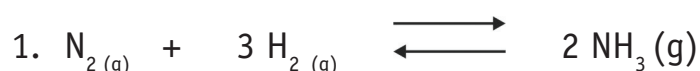
Con base en los anteriores datos, calcule la constante de equilibrio para esta reacción a la temperatura dada.

b. La reacción :



En el equilibrio y a temperatura de 986 grados centígrados, el valor de la constante de equilibrio es de 1,60. Si la concentración inicial de los reactivos era de 0,5 mol/ litro, calcular la concentración final de todas las sustancias.

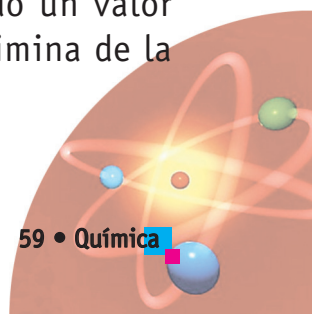
c. Hallar la expresión de la constante de equilibrio (k_{eq}) en cada una de las siguientes reacciones en equilibrio.

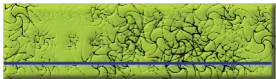


En los casos considerados se ha tratado siempre de reacciones homogéneas. ¿Tendrá la misma **expresión la ley de acción de masas** cuando se trata de reacciones heterogéneas?

En este caso la ley de equilibrio se facilita, pues la concentración de una sustancia sólida no puede variar, **es constante**.

Trocitos de hierro, de cinc o de plata no pueden ser diluidos o concentrados. Igual sucede con líquidos puros, es decir si no se les disuelve. Siendo un valor constante la concentración de sólidos y líquidos puros, tal dato se elimina de la expresión de la ley de equilibrio.





La concentración de un gas puede fácilmente ser variada; en un recipiente cerrado cuyo volumen sea de 1 litro, se pueden poner 2 moles, ó 1 mol, ó 0,5 moles ó 1 mol de gas oxígeno, en cuyo caso la concentración de este elemento será, respectivamente, 2 molar, 1 molar, ó 0,5 molar.

No sucederá lo mismo si se trata de poner trozos de hierro o de cobre. Por consiguiente, si se tiene la reacción:



La expresión de la ley de equilibrio será:

$$k_{\text{eq}} = \frac{[\text{CO}_{2(g)}]}{[\text{O}_{2(g)}]}$$

Otra reacción como la siguiente:



La constante de equilibrio será:

$$K_{\text{eq}} = \frac{[\text{H}_2\text{O}_{(g)}]^4}{[\text{H}_{2(g)}]^4}$$

¡EJERCITEMOS!

Expresa la constante de equilibrio para la siguiente reacción:



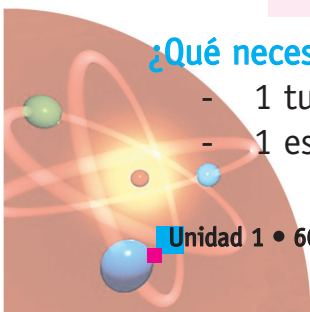
¡EXPERIMENTEMOS!

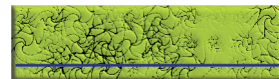
PELIGRO

EL NO₂ ES UN GAS VENENOSO. De ser posible debe trabajarse en vitrina para vapores. Si no disponemos de una, solicitamos las instrucciones del profesor.

¿Qué necesitamos?

- 1 tubo de ensayo con desprendimiento lateral
- 1 espátula





- 1 pipeta graduada de 10 ml
- 1 trozo de manguera de látex
- 1 tubo de vidrio acodado
- 1 tapón de caucho para el tubo de ensayo
- Viruta de cobre
- 1 balón de fondo redondo de 250 ml
- 1 cubeta de plástico
- Ácido nítrico
- Hielo o agua helada

¿Qué hacemos?

1. En un tubo de ensayo con tubuladura lateral se adiciona mediante una conexión de caucho un tubo de vidrio acodado. Colocamos en el tubo de ensayo unas virutas de cobre (aproximadamente 1 gramo) y añadimos 3 cm³ de HNO₃ concentrado (¡cuidado!). Tapamos inmediatamente la boca del tubo con un tapón de caucho. La reacción es inmediata. Conducimos el gas de color intenso que se forma (rojo-marrón) que corresponde al NO₂ al fondo del balón de cuello largo.

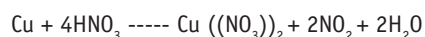
Cuando el NO₂ llene la parte abombada del balón, retiramos y tapamos el tubo de ensayo con el tapón de caucho. (El tubo se debe dejar en la vitrina para vapores).

Con el balón de NO₂ se procede así:

1. Enfriamos el balón colocándolo en una cubeta con unos trozos de hielo a agua bien helada. Observamos la coloración que toma el gas.
2. Calentamos ahora el balón con el gas, colocándolo en una cubeta con agua hirviendo. Observo la coloración que toma el gas.

LA QUÍMICA EN ACCIÓN

La imagen popular de la química es la de un laboratorio repleto de tubos de ensayo, olores extraños y mezclas de aspecto disbólico. Los químicos analizan las reacciones que tienen lugar cuando se mezclan varias sustancias para obtener otras nuevas. En la ilustración se observa la acción del ácido nítrico sobre cobre metálico. El gas marrón (óxido nítrico, muy contaminante) se produce tan rápidamente que el líquido burbujea y se derrama. Los químicos han desarrollado un lenguaje de símbolos y ecuaciones de uso internacional que les permite describir las reacciones. La reacción del presente ejemplo se describe del siguiente modo:

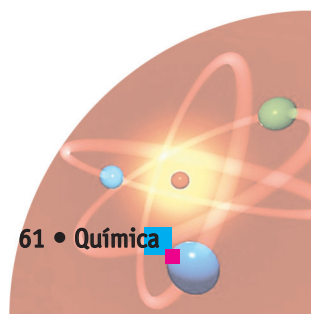


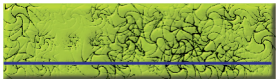
En la reacción también se genera agua (H₂O).



El óxido nítrico (NO₂) es un gas muy contaminante que se encuentra en los gases del escape de los automóviles

En la solución, la sustancia azul que aparece es nitrato de cobre (Cu(NO₃)₂).



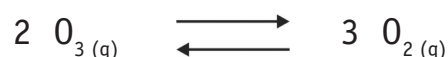


Con base en los resultados observados en la experiencia, los equipos de trabajo bajo la orientación del ayudante de subgrupo, discutimos y resolvemos las siguientes preguntas:

- ¿Cuál de las dos formas, el NO_2 ó el N_2O_4 ha sido favorecida por el aumento de la temperatura?
- ¿Qué conclusiones se pueden obtener?
- ¿El aumento de temperatura favorece la reacción endotérmica directa o la reacción exotérmica?
- Completemos la siguiente norma general conocida como la Ley de Van't Hoff :
“en toda reacción en equilibrio, un aumento de temperatura favorece la reacción _____ (¿exotérmica o endotérmica?), desplazando el equilibrio en dicho sentido”

Respondemos las siguientes preguntas:

- De las conclusiones anteriores, ¿se puede deducir que si una reacción es exotérmica, el aumento de la temperatura aumentará a disminuirá el valor de la constante de equilibrio?
- Si una reacción es endotérmica, ¿Cómo puede aumentarse el valor de la constante de equilibrio, enfriando o calentando el sistema?
- Sea la reacción en el equilibrio:



al aumentar la temperatura, ¿aumenta el valor de la constante de equilibrio?

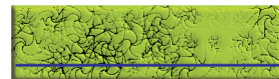
- En la siguiente reacción:



¿Cómo puede aumentarse la producción de HI? ¿Calentando o enfriando el sistema?

Cada equipo de trabajo, nombrará un coordinador que distribuya funciones, organice las discusiones y la concertación de propuestas que permitan elaborar las conclusiones finales de la práctica de laboratorio y facilite la elaboración del informe escrito, el cual debe incluir:





Título para la práctica, objetivos propuestos, marco teórico, materiales y reactivos empleados, procedimiento utilizado, tablas de datos y resultados, cálculos, conclusiones, causas de error y bibliografía consultada.

Presentamos y sustentamos nuestro trabajo al profesor.

¡EJERCITEMOS!

En el transcurso de las prácticas desarrolladas en el módulo de Química del grado décimo se dieron algunas normas relacionadas con el almacenamiento y manipulación de reactivos y las normas básicas del trabajo en el laboratorio. El presente módulo de Química para el grado undécimo, advierte algunas precauciones y peligros al manipular reactivos.

Con los compañeros del equipo de trabajo, diseñamos una actividad que nos permita registrar tanto las normas como las condiciones de trabajo en laboratorio, resaltando los riesgos que implican su omisión.

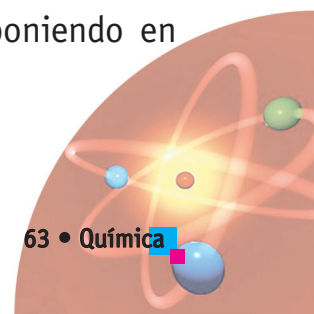
Posteriormente, el grupo, elige un moderador y un redactor que se encargarán de dirigir una plenaria y escribir las conclusiones finales, que deberán ser exhibidas en un cartel en el laboratorio o el aula de clases.

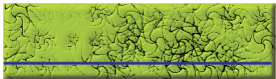
Compartimos nuestro trabajo con el profesor.



1- Continúa nuestro proyecto de unidad:

En las guías anteriores, se hizo un diagnóstico y reconocimiento de aquellas sustancias de uso común en el hogar, el trabajo y otros lugares, que son manipuladas o descartadas sin ninguna norma de seguridad atentando contra la salud humana y demás seres vivos, además de generar desde la casa procesos de contaminación hídrica por la forma de desecharlos, por su frecuencia de uso o almacenamiento inadecuado, poniendo en riesgo nuestro ambiente.





Con el equipo de trabajo, diseñamos estrategias pertinentes para hacer un uso racional y adecuado de estas sustancias que por sus principios activos con el tiempo nos afectan y perjudican el medio ambiente, su almacenamiento adecuado, las condiciones de manejo y eliminación de residuos y envases tendiendo a disminuir la problemática ambiental que genera y que desconocemos al igual que la comunidad.

Discutimos nuestras alternativas con el profesor y presentamos un cronograma de actividades resultado de la planeación organizada y concertada de nuestro trabajo.

2- Construyo una historieta:

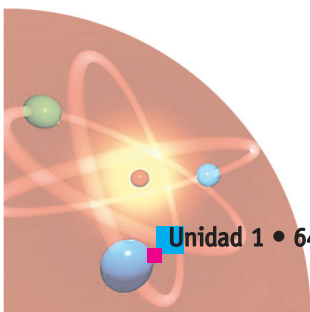
Empleando las tiras cómicas del periódico dominical, selecciono una de ellas, la recorto, cubro sus globitos y construyo mi propia historieta relacionada con el tema del equilibrio químico, el principio de Le Châtelier y ley de acción de masas. Puedo emplear las historietas que requiera.

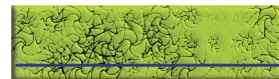
Terminada la actividad, comparto mis historietas con los demás compañeros del grupo y el profesor. Seleccionamos aquellas que presenten contenidos más claros e instructivos y las archivamos en carpeta para conservar en el aula de clases.



MUCHAS APLICACIONES TIENE EL EQUILIBRIO QUÍMICO EN REACCIONES CORRIENTES DE LA VIDA DIARIA

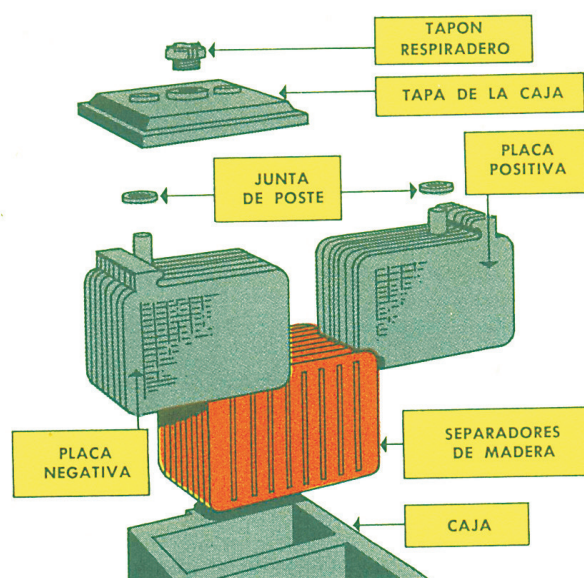
Leemos con atención el siguiente texto, lo discutimos entre los compañeros de cada subgrupo y escribimos en el cuaderno una síntesis de lo analizado. Finalmente compartimos con el profesor los conocimientos adquiridos.





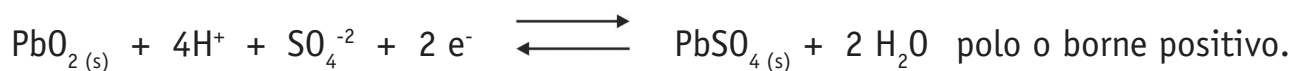
LA BATERÍA DE UN AUTO... APLICACIÓN DEL EQUILIBRIO QUÍMICO

Las placas de los acumuladores de los vehículos están formadas por una aleación de plomo y estaño y, contiene incrustado plomo esponjoso en el polo negativo (-) y bióxido de plomo PbO_2 de color pardo en el polo positivo(+)



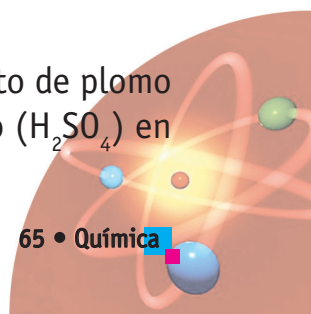
Una celda secundaria, (como la batería de acumuladores) es aquella que está basada en reacciones de electrodo fácilmente reversibles. La celda más común de este tipo es el acumulador de plomo.

Las reacciones de electrodos reversibles en cada media celda indican oxidación y reducción del plomo:



El electrolito en un acumulador de plomo cargado es H_2SO_4 (gravedad específica alrededor de 1,275).

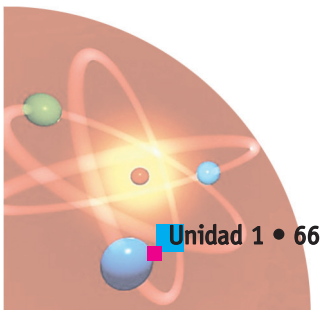
Al descargarse, los iones sulfato, junto con el plomo bivalente, forma sulfato de plomo en ambos electrodos, lo que reduce así la concentración del ácido sulfúrico (H_2SO_4) en





el electrolito. La gravedad específica original se restablece al recargarse, regenerándose la capacidad de producir electricidad.

Pero una amenaza está latente en este proceso. Cuando las baterías de acumuladores son sometidas a mantenimiento, se elimina el electrolito de baja concentración y con él residuos de plomo. Este proceso en muchos casos se realiza sin ninguna norma de seguridad y en la mayoría de veces los residuos son desechados por los desagües que a su vez terminan como aguas negras en algún cuerpo de agua, sea río, quebrada, lago o cualquier otro. Tendremos entonces contaminación por iones de plomo en el agua. Aunque pareciera no ser de trascendencia, esto, sumado a la gran cantidad de casos por contaminación termina siendo un elemento más de contaminación que es necesario controlar.





ESTUDIO Y ADAPTACIÓN DE LA GUÍA

