



Universidad Nacional Autónoma de México

Escuela Nacional Colegio de Ciencias y Humanidades

Desarrollo de un tema con fines didácticos

Equilibrio Químico

César Robles Haro

CCH Azcapotzalco

2020

Contenido

| | |
|--|----|
| Presentación..... | 3 |
| Desarrollo | 3 |
| El equilibrio Químico | 3 |
| Cociente de reacción. | 7 |
| Expresiones de la constante de equilibrio | 7 |
| La definición de eficiencia de reacción con base en la ley de acción de masas..... | 10 |
| Aparato crítico..... | 10 |
| Instrumentación didáctica | 12 |
| Conclusiones | 14 |
| Comentarios sobre la aplicación del material..... | 14 |
| Bibliografía | 15 |

Presentación

El tema del equilibrio químico es uno de los contenidos disciplinarios con mayor poder integrador de los conceptos estudiados en química. En este se resumen las grandes ideas de la química: la naturaleza y tipos de los cambios químicos, el ajuste de ecuaciones químicas, la comprensión y simbología de las ecuaciones químicas, y la estequiometría y la termodinámica.

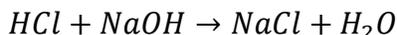
En el presente material se trata específicamente la conceptualización del equilibrio químico, su carácter dinámico, la aplicación de la cinética química para explicar la reversibilidad de las reacciones y la forma de interpretar el equilibrio químico con apego a la ley de acción de masas.

Los jóvenes participantes en las olimpiadas acaso encuentren útil este material, pero la guía de los asesores en la explicación de los ejemplos mostrados es imprescindible para aclarar sus dudas, y proponer nuevos ejemplos que los reten intelectualmente y les motiven a buscar soluciones novedosas. Los algoritmos de solución nunca vendrán mal, pero debe existir la posibilidad de innovar y diseñar los propios. Esto es clave en los concursos. También puede resultar un material útil para los alumnos que no concursen, pero que deseen tener un material de apoyo para comprender mejor los temas vistos en sus cursos

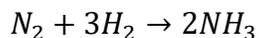
Desarrollo

El equilibrio Químico

En muchos sistemas químicos se obtiene una buena cantidad de los productos, casi la totalidad de lo esperado a partir de la estequiometría de la reacción. Tomemos como ejemplo en la reacción entre el hidróxido de sodio y el ácido clorhídrico



De la estequiometría de la ecuación anterior, puede reconocerse que 1 mol de ácido clorhídrico reacciona con un mol de hidróxido de sodio, al reaccionar totalmente se obtiene 1 mol de cloruro de sodio y un mol de agua. Sin embargo, al ampliarse el estudio de los sistemas químicos pudo reconocerse que estos casos eran excepcionales, lo más común es que, aun dejando transcurrir mucho tiempo, al analizar las sustancias presentes en sistemas reaccionantes se encontraban cantidades importantes de reactivos, como si no terminaran de reaccionar. Por ejemplo, en la obtención de amoníaco, siempre se encuentran hidrógeno y nitrógeno en cantidades apreciables.



De cada mol que se alimenta de nitrógeno, reacciona un poco más de la mitad, formándose poco más de un mol de amoníaco, de forma que siempre hay en los productos una cantidad apreciable de nitrógeno e hidrógeno.

Con el estudio de la rapidez de las reacciones, se hizo evidente de que, sin importar como se realicen algunas reacciones, la conversión (la cantidad de reactivos transformada en productos), nunca se completaba; es decir, siempre había un sobrante de reactivos. Esto se puede observar en la gráfica de la imagen 2 que muestra el comportamiento de un sistema en el que participan yodo (I_2), hidrogeno (H_2) y se forma yoduro de hidrógeno (HI)

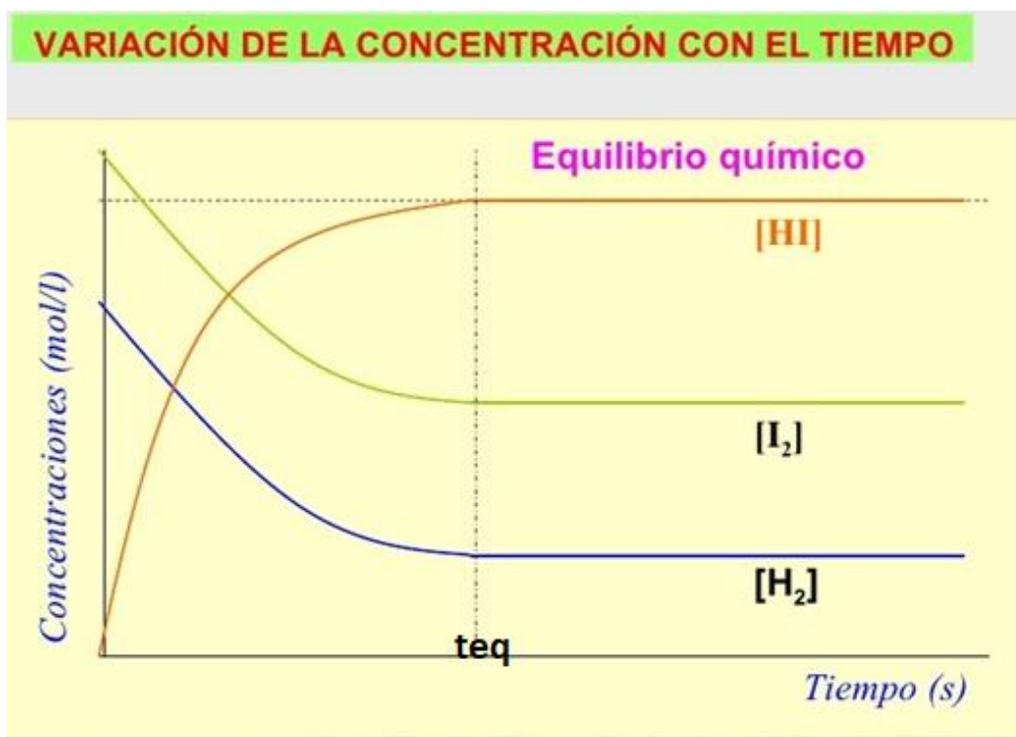


Figura 1. Como se puede ver, después del tiempo "teq" la concentración de las sustancias (reactivos y productos) no cambia, no se agotan los reactivos aun con largos periodos de tiempo. (Modificada a partir de <https://es.slideshare.net/ELIASNAVARRETE/equilibrio-quimico-13164984>)

Si analizamos la gráfica, podemos ver que al inicio hay mucho reactivo (en genérico para el hidrogeno y el yodo) y poco tiempo después empieza a aparecer el yoduro de hidrogeno, la cantidad de reactivo (medida como concentración) decae y en un punto, ya no hay cambios, en el caso del yoduro de hidrogeno ocurre algo similar: aumenta su concentración hasta un punto en el que ya no hay cambios. ¿Qué significa esto?, pues que, de forma continua, los reactivos generan productos y los productos regeneran los reactivos, algo así como un juego de voleibol, pero con muchas pelotas.

| Reactivos | Productos |
|--------------------------------|--------------------------------|
| X | Y o Y |
| X o X | Y Y |
| X o | Y o |
| X | O |
| X | |

Figura 2, el momento en el que la concentración de las especies químicas ya no cambia puede entenderse como un partido de voleibol con muchas pelotas (partículas o moléculas) viajando e intercambiándose de reactivos a productos y viceversa.

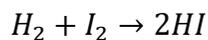
Cuando en un sistema químico ya no hay cambios en la concentración de las especies presentes se dice que se llega al **equilibrio químico**, este equilibrio no debe entenderse en un sentido estático, (las reacciones de formación y descomposición no se paran, sino que siguen ocurriendo de forma simultánea).

La ley de acción de masas y la constante de equilibrio

El estudio del equilibrio químico llevo a intuir que había alguna relación entre la rapidez de la reacción y el equilibrio. Del apartado anterior recordarás que la rapidez de reacción se plantea de la siguiente forma:

$$R = K[A]^m[B]^n$$

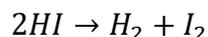
Qué tal si se supone que en realidad en un sistema químico ocurren dos reacciones, una que va hacia los productos y otra que va hacia los reactivos, de ser el caso tendríamos dos ecuaciones de velocidad; por ejemplo, para el caso de la gráfica de la figura 2:



$$R_1 = -K_1[H_2]^m[I_2]^n$$

Que sería la ecuación de rapidez para la reacción hacia productos, recordemos que el signo indica que las concentraciones disminuyen.

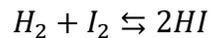
Para el caso de la descomposición del yoduro de hidrógeno tendríamos la siguiente ecuación:



La ecuación de rapidez estaría dada por:

$$R_2 = -K_2[HI]^z$$

Al principio R_1 es mucho mayor que R_2 pues no hay suficientes moléculas de yoduro de hidrógeno que puedan descomponerse y volver a formar el hidrógeno y el yodo, pero, a medida que pasa el tiempo, las moléculas presentes de yoduro de hidrógeno pueden empezar a chocar entre sí y descomponerse, hasta que, en un momento dado, la velocidad de formación y descomposición pueden volverse iguales, en este punto (teq). Podemos representar el comportamiento químico del sistema con una ecuación que combine ambas representaciones, la transformación hacia productos y la descomposición hacia reactivos:



La flecha doble indica que el sistema está en un continuo ir y venir de reactivos a productos y viceversa, estos sistemas también se conocen como sistemas reversibles, precisamente por la posibilidad de reformar los reactivos a partir de los productos. Siguiendo con el estudio de la rapidez de las reacciones, podemos decir que en teq las rapidezces son iguales, esto es:

$R_1=R_2$; si igualamos las ecuaciones de rapidez entre sí:

$$K_1[H_2]^m[I_2]^n = K_2[HI]^z$$

Notarás que no aparece el signo negativo, esta es una simplificación útil para el manejo matemático de las expresiones. Se puede arreglar la expresión de forma que las constantes de velocidad se ubiquen en un lado y en el otro las expresiones de la concentración, es una convención definir esta relación de forma que el cociente de las constantes sea con base en la reacción de formación del producto (en este caso el yoduro de hidrógeno):

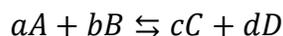
$$\frac{K_1}{K_2} = \frac{[HI]^z}{[H]^m[I]^n}$$

El cociente K_1/K_2 se conoce con el nombre de constante de equilibrio (K_{eq}); así, al usar la relación desarrollada antes de las ecuaciones de rapidez tenemos la expresión:

$$K_{eq} = \frac{K_1}{K_2} = \frac{[HI]^z}{[H]^m[I]^n}$$

Esta expresión puede extenderse a cualquier sistema químico, y fue formulada primero por Cato Guldberg y Peter Waage hacia 1864. Si se supone que las

reacciones pueden ser elementales para simplificar el trabajo con la ecuación, para un sistema del tipo:



Utilizando la lógica anterior, la expresión de la constante de equilibrio sería:

$$K_{eq} = \frac{K_1}{K_2} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

La expresión anterior se conoce como ley de acción de masas. Recordando que en las ecuaciones elementales el orden está relacionado con el coeficiente estequiométrico. Esta es una generalización útil pues simplifica mucho los cálculos, pero para usarse de forma precisa se requiere determinar con precisión los exponentes de cada especie química por medios experimentales o partir de datos de actividad química.

Cociente de reacción.

Para un sistema reactivo fuera del equilibrio, puede predecirse si ocurre la reacción directa (1), o la inversa (2). Para ello, lo único que hay que hacer es evaluar la concentración de reactivos y productos en un momento dado, y, utilizando la expresión de la ley de acción de masas, evaluar el resultado y compararlo con la K_{eq} . Si el resultado es mayor que la K_{eq} , entonces ocurre la reacción inversa (hay predominio de las concentraciones de los reactivos de la reacción 2); si el resultado es menor que K_{eq} , entonces ocurre la reacción directa (hay predominio de los reactivos de la reacción 1).

Expresiones de la constante de equilibrio

Hay diversas formas de expresar la constante de equilibrio para un sistema químico: para gases se expresa en función de la presión (donde la presión parcial de cada gas es una medida de la concentración), en función de las fracciones mol (entendiendo precisamente que la fracción de las moles de una sustancia con respecto al total también es una forma de expresar la concentración), la concentración de iones en disolución, o el grado de acidez o de base. A continuación, desarrollamos algunos de estos.

Expresión de la constante de equilibrio en función de la presión

Antes de desarrollar la expresión es necesario revisar algunos conceptos.

Fracción molar: es la fracción de moles de una sustancia según el total de moles del sistema, matemáticamente se puede expresar mediante la siguiente relación:

$X_A = \frac{n_A}{n_T}$; que se lee como: la fracción molar del componente A es igual a las moles del componente A en el sistema, entre las moles totales del sistema. En el caso de sistemas gaseosos, el volumen que ocupan es directamente proporcional a las moles presentes de cada componente, por lo tanto, la fracción molar es igual al % en volumen del componente.

Ley de las presiones parciales de Dalton

Dalton supuso que la presión de cada gas contribuía de manera directamente proporcional a su concentración con la presión total, de manera que al sumar todas las contribuciones de las presiones de cada componente gaseoso de un sistema se obtenía la presión total. De esta forma:

$P^{\circ}A = X_A P_T$; donde $P^{\circ}A$ es la presión parcial del componente A, X_A es la fracción molar del componente en el sistema gaseoso; y P_T es la presión del sistema gaseoso.

Expresión de la constante en función de la presión (Kp)

Sea el sistema en fase gaseosa $aA(g) + bB(g) \rightleftharpoons cC(g) + dD(g)$; sabiendo que la presión total es la suma de las presiones parciales de cada una de las sustancias del sistema (ley de Dalton)

$$K_p = \frac{[P^{\circ}C]^c [P^{\circ}D]^d}{[P^{\circ}A]^a [P^{\circ}B]^b}$$

Expresión de la constante en función de las fracciones molares (Kx)

Si consideramos que la fracción molar es una expresión de concentración, entonces la ley de acción de masas puede quedar como sigue:

$$K_x = \frac{X_C^c X_D^d}{X_A^a X_B^b}$$

Ejemplo

Para el ejercicio anterior, calcule el valor de K_x

Solución: se tienen los valores de las fracciones molares:

$$X_{NO_2} = \frac{0.075}{0.1072} = 0.7$$

$$X_{NO} = \frac{0.02}{0.1072} = 0.186$$

$$X_{O_2} = \frac{0.0122}{0.1072} = 0.114; \text{ entonces:}$$

$$K_x = \frac{X_C^c X_D^d}{X_A^a} = \frac{0.114 * 0.186^2}{0.7^2} = 0.008$$

Nótese que la constante anterior no tiene unidades, a diferencia de K_p que si las tiene.

Expresión de la constante en función de las concentraciones molares (K_c) (gases)

La concentración está dada por la expresión $[X] = \frac{nX}{V}$; esto quiere decir que la concentración molar es una relación entre las moles de la sustancia y el volumen que ocupan. Pero el volumen de un gas puede evaluarse a partir de la ley de gas ideal:

$$PV = nRT$$

P es la presión en atmosferas, V es el volumen (en litros), n son las moles que se evalúan, R es una constante de gas ideal (puede tener varios valores, dependiendo de las unidades en que se expresa, la más común es referida a litros* atmosferas/ (mol * Kelvin); y en este caso su valor es de 0.08205), y T la temperatura del sistema en Kelvin ($^{\circ}\text{C}+273.15$)

Entonces la concentración se expresa como:

$$[X] = \frac{n}{V} = \frac{P}{RT}$$

Si se usa la ley de acción de masas queda:

$$K_c = \frac{[P^{\circ}C]^c [P^{\circ}D]^d}{[P^{\circ}A]^a [P^{\circ}B]^b} * \left[\frac{1}{RT}\right]^{\Delta n}$$

La explicación de $\left[\frac{1}{RT}\right]^{\Delta n}$ es que tanto en el denominador como en el numerador esta presente RT, lo que puede factorizarse. Por propiedades de las potencias el valor en el numerador es $\left[\frac{1}{RT}\right]^{(c * d)}$; y en el denominador $\left[\frac{1}{RT}\right]^{(a * b)}$. Por propiedades de las potencias, queda

$$\left[\frac{1}{RT}\right]^{(c * d) - (a * b)} = \left[\frac{1}{RT}\right]^{(\Delta n)}$$

Las expresiones anteriores pueden transformarse de unas otras:

$$K_p = K_x \cdot P^{(\Delta n)}$$

$$K_p = K_c \cdot RT^{(\Delta n)}$$

$$K_c = K_p \cdot \left[\frac{1}{RT} \right]^{\Delta n}$$

Ejemplo

¿Cuál es el valor de K_c para el ejemplo anterior?

$$K_c = K_p \cdot \left[\frac{1}{RT} \right]^{\Delta n} = 0.008 \left[\frac{1}{0.08205 \cdot (327 + 273.15)} \right]^{2+1-2=1}$$

$$K_c = 1.62 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

Nótese que las unidades van a depender de la diferencia entre los coeficientes estequiométricos de reactivos y productos.

[La definición de eficiencia de reacción con base en la ley de acción de masas](#)

Si queremos conocer que tan eficiente es una reacción química (que tanto puede convertirse de la alimentación de reactivos en productos) podemos utilizar datos de equilibrio químico para ello. Por ejemplo, se puede conocer a partir de la constante de equilibrio y las alimentaciones iniciales de reactivos cuanto producto puede obtenerse como máximo. A este valor se le conoce como eficiencia teórica. Este dato es muy importante, por ejemplo, cuando se hacen requerimientos de materias primas, diseño de equipos como reactores, y aun para predecir y diseñar equipos de tratamiento de residuos y de separación de los productos, así como para la recuperación de materias primas.

[Aparato crítico](#)

Los materiales que permitirían al alumno profundizar en el tema son los siguientes, hay en ellos materiales de consulta, videos que pueden servir como tutoriales, y también para servir de guía y profundizar se presentan textos de química general. Conviene que el alumno y el docente inicien con estos, para ir estableciendo el 10 lenguaje de la disciplina y la comprensión de los textos con este tipo de ejercicios. Posteriormente recurrir a los recursos de la Internet para puntualizar la información de manera que el estudiante se enfoque específicamente en los temas a tratar y por último los videos que sirven como tutoriales, pues estos pueden ayudar al alumno

a validar sus estrategias de solución de problemas en ausencia de su asesor, previo o después de sus reuniones de estudio:

Amigos de la Química (2018) Equilibrio químico y constante de equilibrio. Consultado el 20 de marzo de 2020 desde <https://youtu.be/VQjIP087SSY>

Amigos de la Química (2018) Cociente de reacción. Consultado el 15 de mayo de 2020 desde https://youtu.be/vmZ5x0V_ecQ

Benson, S. W. (1998) Cálculos químicos. Limusa Noriega. México, D.F.

Chamizo, J. A. y Garritz (2001). Tú y la química. Pearson. México

Chamizo, J. A., Garritz, A. y Vilar, R. (2001) Problemas de Química. Prentice Hall/Pearson. México

Chang, R. (1999) Química, 6ª ed McGraw-Hill, México.

Frey, P. (2009) Problemas de Química y como resolverlos. Patria/CECSA. México

Harris, D.C. (1992) Análisis químico cuantitativo. Grupo editorial Iberoamérica, S.A. de C.V. México.

Huamán, A. (2012) Clase N° 15. Equilibrio Químico. Consultada el 12 de abril de 2016 desde <https://es.slideshare.net/ELIASNAVARRETE/equilibrio-qumico-13164984>

Reina, M. (----) Tema 4 Equilibrio Químico. Departamento de Física y Química. Junta de Andalucía. Consultada el 26 de abril de 2019 desde http://www.juntadeandalucia.es/averroes/centros-tic/41008970/helvia/sitio/upload/equilibrio_solubilidad.pdf

Streitwieser, A., y Heathcock, C.H. (1989) Química Orgánica. 3ra edición. McGraw-Hill Interamericana de México, S.A. de C.V.

Summers, D.B. (1983) manual de química. Grupo editorial Iberoamérica, S.A. de C.V. México.

Comprensión de los conceptos de fracción molar

La mayoría de las veces la confusión radica en la comprensión de las características del sistema químico. En el caso de los gases es relativamente sencillo, pues si se conoce la presión parcial de algunos de los gases es posible por diferencia obtener las presiones de los otros, para esto puede usarse la ley de Dalton.

Ejemplos:

1. ¿Cuál es la composición de los gases más importantes de la atmósfera en fracción molar?

Solución: se sabe que la concentración en volumen del oxígeno en la atmósfera es cercana a 21% al nivel del mar. Asumiendo estos datos, es válido asignar como fracción molar al oxígeno 21% mol puesto que la suma de las fracciones molares es la unidad puede hacerse

$$X_{O_2} = 21/100 = 0.21$$

El componente principal de aire es el nitrógeno, asumiendo (sin que sea enteramente cierto, pero válido en un ejercicio rápido) puede suponerse que el restante del oxígeno sea la fracción molar del nitrógeno

$$X_{N_2} = 1 - 0.21 = 0.79$$

2. ¿Cuál es la composición molar de un sistema con 18g de agua y 5.80 g de NaCl?

Solución: primeramente, hay que reconocer la naturaleza del sistema, en este caso se trata de una disolución. Se evalúan las moles de cada componente, para ello usamos la masa molar obtenida de las masas atómicas expresadas en la tabla periódica; en el caso del agua es cercana a 18, mientras que en el caso del NaCl es cercana a 58.5. Con esta información se pueden evaluar las moles de cada componente:

$$n_{H_2O} = \frac{18}{18} = 1 \text{ mol}; n_{NaCl} = \frac{5.8}{58.5} = 0.1 \text{ mol}$$

La fracción mol de cada componente resulta:

$$X_{H_2O} = \frac{n_{H_2O}}{n_T} = \frac{1}{1.58} = 0.63; X_{NaCl} = \frac{n_{NaCl}}{n_T} = \frac{0.58}{1.58} = 0.37$$

Uso de la ley de Dalton de las presiones parciales

Ejemplo

¿Cuál es la presión parcial del oxígeno atmosférico en la Ciudad de México?, compare esta con la que hay al nivel del mar. Explique con base en los resultados por que los visitantes que vienen de la costa suelen sentirse incomodos en la Ciudad de México; y por qué los deportistas de alto rendimiento hacen campamentos de montaña.

Solución:

La presión en la ciudad de México es de 585 mmHg (es menor que la que hay a nivel del mar que es de 760 mmHg), entonces la presión parcial del oxígeno es: $P^{\circ}O_2=585 \cdot .21=122.85$ mmHg.

La presión parcial del oxígeno al nivel del mar es de $P^{\circ}O_2=760 \cdot .21=159.6$ mmHg

Uso de la expresión de la constante de equilibrio en términos de la ley de acción de masas en función de la presión

Ejemplo:

En un matraz de 5 litros de capacidad y a presión de 1 atm, se calienta una muestra de NO_2 (g) hasta la temperatura de 327 °C a la cual se establece el equilibrio siguiente:



Alcanzado dicho equilibrio se enfría el matraz para evitar modificaciones en la composición de equilibrio. Se encontró la composición siguiente: 3.45 g de NO_2 (g) , 0.6 g de NO (g) y 0.39 g de O_2 (g).

Solución

Se tiene la presión del sistema y las masas de cada componente, se pueden conocer las moles de cada uno de ellos:

$$nNO_2 = \frac{3.45}{46} = 0.075 \text{ mol}$$

$$nNO = \frac{0.6}{30} = 0.02 \text{ mol}$$

$$nO_2 = \frac{0.39}{32} = 0.0122 \text{ mol}$$

Las moles totales (nT), son: $0.075+0.02+0.0122=0.1072$ mol

La fracción mol de cada componente es:

$$X_{NO_2} = \frac{0.075}{0.1072} = 0.7$$

$$X_{NO} = \frac{0.02}{0.1072} = 0.186$$

$$X_{O_2} = \frac{0.0122}{0.1072} = 0.114$$

La presión parcial de cada componente es:

$$P^{\circ}NO_2 = 0.7 \cdot 1 = 0.7 \text{ atm}$$

$$P^{\circ}NO = 0.186 \cdot 1 = 0.186 \text{ atm}$$

$$P^{\circ}O_2 = 0.114 \cdot 1 = 0.114 \text{ atm}$$

La constante de equilibrio queda:

$$K_p = \frac{[P^{\circ}C]^c [P^{\circ}D]^d}{[P^{\circ}A]^a} = \frac{0.114 \cdot (0.186)^2}{0.7^2} = 0.008 \text{ atm}$$

Conclusiones

La consolidación de la comprensión del equilibrio consta tanto de la explicitación de los términos y conceptos auxiliares, como del uso de ejercicios tanto mentales como matemáticos. Aunque la química es factual (se entiende a la luz de los experimentos y técnicas implementadas en el laboratorio) los componentes matemáticos desarrollados a partir de las teorías le dan poder predictivo.

Se espera que los participantes en las olimpiadas y los estudiantes de química de cursos superiores sean capaces de usar de la mano la teoría y las herramientas matemáticas para poder resolver problemas y proponer explicaciones ante eventos hipotéticos y reales.

Comentarios sobre la aplicación del material

Inicio

Inicien con la lectura de los aspectos teóricos, con su asesor, busquen ejemplos en los que puedan concretar explicaciones que acompañen el desarrollo teórico de los temas, los ejemplos mas importantes pueden encontrarse en situaciones relacionadas con la salud, la evolución de sistemas químicos atmosféricos por citar algunos de los más notables. En la medida de lo posible introducir los algoritmos de solución partiendo de la identificación de la información importante y discriminándola de la que no se requiere

Desarrollo

Plantear los ejercicios sin mayor explicación que la vista en el desarrollo del tema, de forma que poco a poco se logre estructurar un algoritmo personal de solución, este algoritmo debe cotejarse con las estrategias de solución de los docentes para identificar la conveniencia de los mismos y posibles modificaciones para hacerlos mas generales.

Cierre

Anímense a plantear ejercicios hipotéticos, con constantes inventadas, vean si las soluciones que se obtienen tienen sentido, y si es posible, a partir de los ejemplos vistos y los nuevos ejercicios, obtener simplificaciones y estrategias mas compactas y sólidas de solución de problemas.

Bibliografía

- Amigos de la Química (2018) Equilibrio químico y constante de equilibrio. Consultado el 20 de marzo de 2020 desde <https://youtu.be/VQjIP087SSY>
- Amigos de la Química (2018) Cociente de reacción. Consultado el 15 de mayo de 2020 desde https://youtu.be/vmZ5x0V_ecQ
- Benson, S. W. (1998) Cálculos químicos. Limusa Noriega. México, D.F.
- Castro, S. (2017) Cinética química Ecuación de velocidad ejercicios resueltos 02b Profesor10demate. 4 de mayo de 2017 <https://www.youtube.com/watch?v=aVVDJMNSaok>
- Castro, S. (2017). Cinética química Ecuación de velocidad ejercicios resueltos 02ª. Profesor10demate. 24 de abril de 2017 https://www.youtube.com/watch?v=H_g3XraLRMQ
- Chamizo, J. A. y Garritz (2001). Tú y la química. Pearson. México
- Chamizo, J. A., Garritz, A. y Vilar, R. (2001) Problemas de Química. Prentice Hall/Pearson. México
- Chang, R. (1999) Química, 6ª ed McGraw-Hill, México.
- Chena, J. M. L. C., Aguilar, I. E. S. (----) "Equilibrio de Solubilidad". Junta de Andalucía. Consultada el 20 de abril de 2019 desde http://www.juntadeandalucia.es/averroes/centros-tic/41008970/helvia/sitio/upload/equilibrio_solubilidad.pdf
- Frey, P. (2009) Problemas de Química y como resolverlos. Patria/CECSA. México
- Generalic, E. (2019) "Constantes del producto de solubilidad." EniG. Tabla periódica de los elementos. KTF-Split, Consultada el 28 de abril de 2019 desde https://www.periodni.com/es/constantes_del_producto_de_solubilidad.html
- Gobierno Vasco. Departamento de educación (2020) Velocidad de reacción. Ecuación de velocidad - hiru.. Retrieved 27 September 2020, from <https://www.hiru.eus/es/quimica/velocidad-de-reaccion-ecuacion-de-velocidad>
- Harris, D.C. (1992) Análisis químico cuantitativo. Grupo editorial Iberoamérica, S.A. de C.V. México.

- Huamán, A. (2012) Clase N° 15. Equilibrio Químico. Consultada el 12 de abril de 2016 desde <https://es.slideshare.net/ELIASNAVARRETE/equilibrio-quimico-13164984>
- Reina, M. (----) Tema 4 Equilibrio Químico. Departamento de Física y Química. Junta de Andalucía. Consultada el 26 de abril de 2019 desde http://www.juntadeandalucia.es/averroes/centros-tic/41008970/helvia/sitio/upload/equilibrio_solubilidad.pdf
- Streitwieser, A., y Heathcock, C.H. (1989) Química Orgánica. 3ra edición. McGraw-Hill Interamericana de México, S.A. de C.V.
- Summers, D.B. (1983) manual de química. Grupo editorial Iberoamérica, S.A. de C.V. México.