|  |  |
| --- | --- |
| Título del guion | La termodinámica, la cinética y el equilibrio químico |
| Código del guion | CN\_10\_16\_CO |
| Descripción | El cambio climático que se experimenta en la actualidad, es el resultado del excesivo uso de los combustibles para obtener energía. Descubre la relación que hay entre la termodinámica, la cinética y el equilibrio de las reacciones químicas. |

[SECCIÓN 1] **1 La termodinámica**

La **termodinámica** se centra en el estudio de los cambios energéticos que ocurren entre el estado inicial y el final de los procesos físicos y químicos, que se evidencia en la transferencia, generalmente, de calor.

[SECCIÓN 2] **1.1 La energía**

La **energía** en termodinámicase concibe como la capacidad que tiene la materia para transformarse o realizar un **trabajo.** Se representa con la letra ***E***.

En un sistema se considera la **energía interna**, como el aporte de su **energía cinética** y su **energía potencial**. La primera hace referencia al movimiento y las colisiones moleculares y la segunda alude a la capacidad de realizar un trabajo en función de su posición, y se determina teniendo en cuenta las fuerzas de atracción, repulsión e interacciones moleculares.

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_10\_16\_IMG01 |
| **Descripción** | Fotografía de auto |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** | 318487943  Gun petrol in the tank to fill |
| **Pie de imagen** | El combustible que se usa en los automóviles es importante por la **energía** que produce y no por los productos químicos que se generan durante la combustión. |

[SECCIÓN 3] **1.1.1 El trabajo y el calor**

El **trabajo** y el **calor** son dos formas de transferencia de energía. Cuando se realiza **trabajo** se transfiere energía hacia un cuerpo que cambia de posición, por ejemplo, cuando se corre una silla se está ejecutando trabajo sobre ella para que cambie de posición. Matemáticamente, se define que el trabajo *(****W****)* es el producto de una fuerza *(****F****)* por una distancia *(****d****),* lo cual se expresa así:

|  |
| --- |
| **C:\Users\Viviana\Downloads\1.gif** |
| CN\_10\_16\_formula01 |

|  |  |
| --- | --- |
| **Destacado** | |
| **Título** | **Tipos de trabajo** |
| Contenido | En termodinámica se habla de **trabajo mecánico** y de **trabajo eléctrico**. El primero se relaciona, por ejemplo, con el levantamiento de una masa mediante una grúa o la expansión de un gas, en donde el trabajo realizado es producto de la presión del gas opuesta a la presión externa que puede ser la atmosférica. El **trabajo eléctrico** se ejemplifica con el suministro de electrones de una pila hacia un bombillo de una linterna. |

El **calor (*q*)** se manifiesta cuando hay transferencia de energía de un cuerpo caliente hacia otro con menor energía cinética (frío), lo cual se puede dar por conducción, convección o radiación.

Tanto el trabajo como el calor utilizan generalmente como unidad de medida el Joule (**J**).

|  |  |
| --- | --- |
| **Profundiza: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_10\_16\_REC10 |
| **Título** | El intercambio de energía en las reacciones químicas |
| **Descripción** | Interactivo que permite explicar la termodinámica y la transformación de energía en las reacciones químicas |

[SECCIÓN 2] ***1.2 Los sistemas***

Un **sistema termodinámico** corresponde al espacio en donde interactúa la materia objeto de estudio, de la cual se analizan las propiedades macroscópicas, como la energía, la presión, la temperatura, la composición, el estado de agregación y el volumen. Existen sistemas abiertos, cerrados y aislados.

Los **sistemas abiertos** permiten el intercambio directo de energía y materia con el entorno, por ejemplo, el ser humano es un sistema abierto con respecto al entorno, pues toma de este alimento, agua y oxígeno y le cede gases, desechos y energía. La mayoría de los sistemas en la Tierra son de esta índole.

Los **sistemas cerrados** solo intercambian energía con el entorno, como los hornos sellados, que no permitan el escape de gases, solo de calor.

Los **sistemas aislados** no permiten el intercambio de energía ni de materia con el entorno, esto es lo que ocurre en un termo, que, al estar sellado herméticamente, no intercambia ni materia ni energía.

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_10\_16\_IMG02 |
| **Descripción** | Fotografía de olla a presión |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** | 84376723  High pressure aluminum cooking pot with safety cover an image isolated |
| **Pie de imagen** | La olla a presión, mientras no escapen los gases, es un ejemplo de sistema termodinámico cerrado, debido a que permite la interacción energética del entorno con los alimentos en el proceso de cocción, pero sin intercambio de materia. |

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_10\_16\_REC20 |
| **Título** | ¿Qué tipo de sistema es? |
| **Descripción** | Actividad que permite clasificar sistemas de acuerdo con su intercambio de energía y materia |

[SECCIÓN 3] **1.2.1 Las variables termodinámicas de un sistema**

Se consideran **variables termodinámicas** la masa, el volumen, la presión y la temperatura, porque son magnitudes que permiten describir el estado de un sistema.

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_10\_16\_IMG03 |
| **Descripción** | ilustración de variables termodinámicas |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** |  |
| **Pie de imagen** | Las variables termodinámicas se relacionan en la ecuación de estado, siempre y cuando el sistema se encuentre en equilibrio, es decir, cuando las variables que describen el sistema no cambian al transcurrir el tiempo. |

Las variables termodinámicas se clasifican en intensivas y extensivas:

* Las **variables intensivas** son la temperatura y la presión, que no dependen de la cantidad de materia del sistema.
* Las **variables extensivas** son la masa y el volumen, que son proporcionales al tamaño del sistema.

[SECCIÓN 3] **1.2.2 Función de estado**

La energía, la presión, el volumen y la temperatura son **funciones de estado**, pues estas propiedades las determina el estado del sistema, sin tener en cuenta el proceso para alcanzar dicha condición.

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_10\_16\_IMG04 |
| **Descripción** | Fotografía de escaladores de muro |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** | 162820442  two little girls climbing a rock wall |
| **Pie de imagen** | La **energía potencial gravitacional** que se gana luego de escalar un muro es independiente de la trayectoria que los escaladores realicen. |

Las funciones de estado solo dependen del estado inicial y final del sistema.

Por **ejemplo**, ¿cuál es el **Δ*V*** de un sistema si un gas tiene un estado inicial de

200 K, 3 atm y 2 L y, luego de un proceso de disminución de presión (1 atm) a temperatura constante, el gas aumenta su volumen a 6 L?

1. Escribimos la ecuación teniendo en cuenta que el cambio de volumen ***ΔV***es igual al volumen final (***Vf***)menos el volumen inicial *(****Vi***), sin importar cómo se efectuó el cambio, así:

|  |
| --- |
| **C:\Users\Viviana\Downloads\1.gif** |
| CN\_10\_16\_formula02 |

1. Reemplazamos en la ecuación y obtenemos el Δ*V* del gas:

|  |
| --- |
| **C:\Users\Viviana\Downloads\1.gif** |
| CN\_10\_16\_formula03 |

[SECCIÓN 2] ***1.3 Primera ley de la termodinámica***

La termodinámica hace uso de generalizaciones para describir el comportamiento de los sistemas macroscópicos, las cuales se conocen como **leyes de la termodinámica**.

La primera de ellas es la **ley de la conservación de la energía**, que establece que la energía no se crea ni se destruye, solo se transforma de una forma a otra. Esta ley también concibe que la energía puede intercambiarse entre los sistemas y el entorno.

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_10\_16\_IMG05 |
| **Descripción** | Fotografía de combustión de petróleo |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** | 246488605  Flare Stack at Oil and Gas Refinery Plant |
| **Pie de imagen** | La energía que genera la combustión del petróleo puede transformarse en energía eléctrica, luz o calor. |

La validez de la primera ley termodinámica se demuestra determinando el cambio en la energía interna (**Δ*E***),es decir, la suma de energía cinética, atracción, repulsión de las partículas del sistema y de otras formas de energía. Por ejemplo, la energía interna de los reactantes y productos contenidos en un matraz, es la suma de las energías individuales de las sustancias que participan en la reacción química.

El ***ΔE*** está relacionado con el intercambio de calor *(****q****)* entre el sistema y sus alrededores y el trabajo *(****W****)* realizado por o sobre el sistema. Matemáticamente, esta ley se expresa como:

|  |
| --- |
| **C:\Users\Viviana\Downloads\1.gif** |
| CN\_10\_16\_formula04 |

|  |  |
| --- | --- |
| **Destacado** | |
| **Título** | **Los signos de trabajo *(W)* y calor *(q)*** |
| Contenido | Calor *(****q****)* es positivo en los procesos endotérmicos de absorción de energía por parte del sistema y negativo en los procesos exotérmicos de emisión de energía del sistema hacia el entorno. Por su parte, el trabajo *(****W****)* es positivo cuando el entorno realiza trabajo sobre el sistema y negativo cuando es el sistema el que realiza el trabajo sobre el entorno. |

Por **ejemplo**, ¿cuál es el cambio de energía cuando se comprime un gas en un cilindro, si el trabajo realizado corresponde a 300 J y en el proceso se evidencia transferencia de calor de 100 J del gas hacia a los alrededores?

1. Identificamos los datos del ejercicio:

***q*** = -100 J (ubicamos el signo negativo, porque el proceso es exotérmico)

***W*** = 300 J (es positivo, porque el trabajo lo realiza el entorno sobre el sistema)

1. Reemplazamos en la ecuación:

|  |
| --- |
| **C:\Users\Viviana\Downloads\1.gif** |
| CN\_10\_16\_formula05 |

El cambio de energía de la compresión del gas es de 200 J, es decir, que esta es la energía del sistema después de los cambios que experimentó.

[SECCIÓN 2] ***1.4 Entalpía***

Se define la **entalpía** *(****H****)* de un sistema como un cambio energético o del contenido calorífico de las sustancias que participan en una reacción química a presión constante. Matemáticamente se expresa como:

|  |
| --- |
| **C:\Users\Viviana\Downloads\1.gif** |
| CN\_10\_16\_formula06 |

Donde ***E*** representa la energía interna del sistema, ***P*** es la presión y***V*** el volumen. La entalpía se expresa en unidades de energía (**J**) y depende solo del estado inicial y final del proceso, por tanto es una función de estado.

[SECCIÓN 3] **1.4.1 Entalpía de reacción**

La entalpía no puede medirse directamente en una reacción, por lo cual se utiliza el calor que se absorbe o se emite, estableciendo la diferencia entre las entalpías de formación de los productos y las entalpías de los reactantes, así:

|  |
| --- |
| **C:\Users\Viviana\Downloads\1.gif** |
| CN\_10\_16\_formula07 |

En las reacciones endotérmicas, la entalpía es positiva, es decir, que **Δ*H*** es mayor que cero, y en las exotérmicas es negativa, pues el **Δ*H***es menor que cero.

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_10\_16\_IMG06 |
| **Descripción** | Ilustración de diagramas entálpicos |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** |  |
| **Pie de imagen** | El diagrama de entalpía muestra que en una reacción endotérmica se absorbe calor, por ello la entalpía de los productos es mayor que la de los reactantes. Caso contrario ocurre en la reacción exotérmica, donde la liberación de calor hace que la entalpía de los reactantes sea mayor que la de los productos. AQUI |

|  |  |
| --- | --- |
| **Recuerda** | |
| **Contenido** | En una **reacción endotérmica** el sistema absorbe energía del entorno y en una **reacción** **exotérmica** se transfiere energía del sistema al entorno. |

Por **ejemplo**, ¿cuál es el Δ*H* en kJ de la reacción de formación de CO2 gaseosoa partir de CO y oxígeno, en condiciones normales de presión y temperatura (25 °C y 1 atm)?

1. Escribimos la ecuación que representa la reacción de formación de CO2:

|  |
| --- |
| **C:\Users\Viviana\Downloads\1.gif** |
| CN\_10\_16\_formula08 |

1. Consultamos los datos de las entalpía en la siguiente tabla:

|  |  |
| --- | --- |
| Entalpías de formación (Δ*Hf*) a 1 atm y 25 °C | |
| **SUSTANCIA** | **Δ*Hf* en kJ/mol** |
| CO(g) | -110,5 |
| O2(g) | 0 |
| CO2(g) | 393,5 |

1. Multiplicamos los datos de las Δ*Hf* por el número de moles:

Δ*Hf*CO (g) = -110,5 kJ/mol × 2 moles = -221 k

Δ*Hf* O2 (g) = 0 kJ/mol × 1 mol = 0 kJ

*ΔHf*CO2 (g) = -393,5 kJ/mol × 2 moles = -787 kJ

1. Reemplazamos los datos obtenidos en la ecuación de *ΔH*:

|  |
| --- |
| **C:\Users\Viviana\Downloads\1.gif** |
| CN\_10\_16\_formula09 |

El Δ*H* de la reacción es de -566 kJ, lo cual indica liberación de calor, es decir, que la reacción es exotérmica.

|  |  |
| --- | --- |
| **Destacado** | |
| **Título** | **Entalpía de formación** |
| Contenido | La **entalpía de formación** *(Hf*) es la cantidad de calor que se absorbe o emite cuando se forma un mol de un compuesto. |

Si quieres consultar otros datos de entalpías de formación puedes ingresar a las tablas que ofrece la página del departamento de fisicoquímica de la UNAM [VER]. (<http://depa.fquim.unam.mx/amyd/archivero/Garritz-Gasque-Martinez_Apendice4_25118.pdf>)

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_10\_16\_REC30 |
| **Título** | Halla la entalpía de reacción |
| **Descripción** | Actividad para ejercitar los cálculos de entalpía de reacción a partir de las entalpías de formación |

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso nuevo (oculto)** | |
| **Código** | CN\_10\_16\_REC40 (NO VA ESTE RECURSO) |
| **Título** | ¿Endotérmica o exotérmica? |
| **Descripción** | Actividad para determinar la entalpía de reacción y establecer el tipo de reacción |

[SECCIÓN 2] ***1.5 Calorimetría: capacidad calorífica y calor específico***

La **calorimetría** se centra en la medición de las transferencias de calor que experimentan las sustancias en las reacciones químicas, lo cual depende de la capacidad calorífica y del calor específico de las mismas.

La **capacidad calorífica *(C)*** es una propiedad extensiva, pues hace alusión a la cantidad de calor necesario para elevar en 1 °C la temperatura de determinada cantidad de sustancia, mientras que el **calor específico *(s)*** es una propiedad intensiva que define la cantidad de calor que se debe aplicar para elevar en 1 °C la temperatura de un gramo de la sustancia.

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_10\_16\_IMG07 |
| **Descripción** | Fotografía de calorímetro |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** | 245500075  Calorimeter |
| **Pie de imagen** | Experimentalmente, los cambios de calor se miden con ayuda de un **calorímetro**, el cual consiste en un recipiente cerrado dispuesto con los instrumentos necesarios para determinar las transferencias energéticas. |

La ecuación para calcular el cambio de calor de las sustancias es:

|  |
| --- |
| **C:\Users\LyzMarcela\Desktop\Edición Planeta\CN_10_16_CO\Con correcciones\Fórmulas\CN_10_16_formula10.gif** |
| CN\_10\_16\_formula10 |

Donde *q* representa el calor, *m* la masa de la sustancia en gramos, *s* el calor específico en (J/g °C) y Δ*T* la variación de la temperatura.

Por ejemplo, ¿cuál es el calor que absorbe una muestra de 500 g de agua si se calienta desde 10 °C hasta 80 °C, sabiendo que el calor específico para el agua es 4,184 J/g °C?

1. Identificamos los datos del ejercicio:

*m* = 500 g

*s* (agua) = 4,184 J/g °C

*ΔT* = (80 °C -10°C) = 70 °C

1. Reemplazamos los datos en la ecuación de calor:

|  |
| --- |
| **C:\Users\Viviana\Downloads\1.gif** |
| CN\_10\_16\_formula11 |

El agua absorbe 146440 J.

Si quieres experimentar con las capacidades caloríficas de diferentes sustancias, ingresa al siguiente simulador [VER]. (/BCRedir.aspx?URL=/encyclopedia/default.asp?idpack=7&idpil=IN000246&ruta=Buscador)

|  |  |
| --- | --- |
| **Profundiza: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_10\_16\_REC50 (NO VA ESTE RECURSO) |
| **Título** | El calor específico de una aleación |
| **Descripción** | Interactivo que guía el proceso para elaborar un calorímetro y determinar el calor específico de una aleación |

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_10\_16\_REC60 |
| **Título** | Determina la cantidad de calor |
| **Descripción** | Actividad para hallar el calor absorbido o liberado al entorno |

[SECCIÓN 2] ***1.6 Consolidación***

Actividades para consolidar lo que has aprendido en esta sección.

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_10\_15\_REC70 |
| **Título** | Refuerza tu aprendizaje: La termodinámica |
| **Descripción** | Actividades sobre La termodinámica |

[SECCIÓN 1] **2 La cinética**

La **cinética** tiene como objeto de estudio la velocidad a la que ocurren las reacciones químicas. Por ello es importante conocer las leyes que la rigen, los factores que la afectan y la acción de los catalizadores.

[SECCIÓN 2] ***2.1 La velocidad de las reacciones***

Algunas reacciones químicas ocurren con lentitud, por ejemplo, la formación de una capa de óxido sobre un objeto metálico expuesto a la intemperie. Otras, sin embargo, suceden rápidamente, como la combustión de un papel.

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_10\_16\_IMG08 |
| **Descripción** | Fotografía de fuegos artificiales |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** | FQ\_10\_12\_img4\_zoom (http://profesores.aulaplaneta.com/#/cuaderno-estudio?UnidadID=269&AsignaturaID=27&CursoID=5)  http://profesores.aulaplaneta.com/DNNPlayerPackages/Package14770/InfoGuion/cuadernoestudio/images_xml/FQ_10_12_img4_zoom.jpg |
| **Pie de imagen** | La **velocidad** a la que transcurre una reacción química depende de varios factores. Las reacciones que dan lugar a los fuegos artificiales son muy rápidas. |

La rapidez con que los reactantes se transforman en productos se llama **velocidad de reacción** y se calcula midiendo la concentración del producto formado o la del reactante consumido, por unidad de tiempo. Se basa en la ecuación:

|  |
| --- |
| **C:\Users\LyzMarcela\Desktop\Edición Planeta\CN_10_16_CO\Con correcciones\Fórmulas\CN_10_16_formula12.gif** |
| CN\_10\_16\_formula12 |

La velocidad se expresa matemáticamente como:

|  |
| --- |
| **C:\Users\LyzMarcela\Desktop\Edición Planeta\CN_10_16_CO\Con correcciones\Fórmulas\CN_10_16_formula13.gif** |
| CN\_10\_16\_formula13 |

|  |  |
| --- | --- |
| **Profundiza: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_10\_16\_REC80 (NO VA ESTE RECURSO) |
| **Título** | La rapidez de las reacciones químicas |
| **Descripción** | Interactivo que permite explicar la variación de las velocidades en las reacciones químicas |

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_10\_16\_REC90 (NO VA ESTE RECURSO) |
| **Título** | Determina las expresiones de velocidad |
| **Descripción** | Actividad que permite identificar las expresiones equivalentes de velocidad en una reacción |

[SECCIÓN 2] ***2.2 La teoría de las colisiones***

La **teoría de las colisiones** establece que una reacción se da cuando las moléculas de los reactantes chocan con una orientación adecuada y con la suficiente energía para transformase en productos. Al producirse colisiones, las distancias entre las partículas son mínimas y ello hace que se generen rupturas y formen nuevos enlaces.

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_10\_16\_IMG09 |
| **Descripción** | Ilustración de teoría de las colisiones |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** | http://image.slidesharecdn.com/kine-150806202926-lva1-app6891/95/cintica-qumica-45-638.jpg?cb=1438893004 |
| **Pie de imagen** | En las **reacciones químicas** ocurren muchos **choques** entre las moléculas de los reactantes, pero solo algunos permiten la formación de los productos. En la imagen se muestra la forma favorable en que deben chocar las moléculas de ozono (O3) y monóxido de nitrógeno (NO) para producir dióxido de nitrógeno (NO2) y oxígeno (O2). |

[SECCIÓN 2] ***2.3 La energía de activación***

Para que se puedan romper los enlaces de las moléculas de los reactantes y se produzca un reordenamiento atómico se requiere de una cantidad de energía adicional para alcanzar un estado de transición, a partir del cual se realiza la reacción. Esta energía se conoce como **energía de activación**.

Cuando se desea escalar una montaña se requiere de una energía corporal específica, así mismo, para que las diferentes reacciones se lleven a cabo, es necesario alcanzar la energía de activación, y si la energía de los reactantes es menor que la energía de transición, las moléculas chocarán y luego rebotarán separándose, sin que ocurra la reacción.

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_10\_16\_IMG10 |
| **Descripción** | Ilustración de energía de activación en reacciones |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** | http://www.quimitube.com/wp-content/uploads/2015/02/energia-de-activacion-diagrama-energetico.png |
| **Pie de imagen** | Representación gráfica de la energía de activación en reacciones. |

|  |  |
| --- | --- |
| **Recuerda** | |
| **Contenido** | Para que ocurra una **reacción** es necesario que los reactantes cumplan con tres condiciones: **colisión** entre moléculas, **orientación** adecuada y alcanzar la **energía** requerida para la reacción. |

[SECCIÓN 2] ***2.4 La ley de la velocidad***

La velocidad de una reacción química es directamente proporcional a la concentración de los reactantes, lo cual indica que, a mayor concentración, mayor será la velocidad. Esta aseveración se expresa mediante la ecuación de velocidad de reacción:

|  |
| --- |
| **C:\Users\LyzMarcela\Desktop\Edición Planeta\CN_10_16_CO\Con revisión de experto\Formulas\CN_10_16_formula14.gif** |
| CN\_10\_16\_formula14 |

La **ley de la velocidad,** relaciona la velocidad de una reacción con la constante de velocidad y la concentración de los reactantes, los cuales se elevan a una potencia, así:

|  |
| --- |
| C:\Users\LyzMarcela\Desktop\Edición Planeta\CN_10_16_CO\Con correcciones\Fórmulas\CN_10_16_formula15.gif |
| CN\_10\_16\_formula15 |

Donde *k* es la constante de velocidad, *A* y *B* representan concentración los reactantes y *f* y *g* son números que especifican la relación de concentración molar de los reactantes y la velocidad, y se determinan experimentalmente.

|  |  |
| --- | --- |
| **Destacado** | |
| **Título** | **Orden de reacción** |
| Contenido | El **orden de una reacción** permite comprender la dependencia de la reacción con las concentraciones molares de los reactantes las cuales se simbolizan mediante los superíndices *f* y *g*. Si el orden de la reacción respecto a un reactante es cero, significa que la velocidad es independiente de la concentración de este y si se incrementa su valor la dependencia de la reacción también lo hará.  Al sumar los superíndices se puede obtener el orden global de la reacción. |

Por ejemplo, ¿cuál es la velocidad de la reacción de óxido nítrico con hidrógeno, si después de varias pruebas se obtuvo como promedio de los valores experimentales [NO] = 0,01 M con orden dos, [H2] = 0,002 M con orden uno y con constante de velocidad 2500/M2·s?

La ecuación de la reacción es:

|  |
| --- |
| **C:\Users\Viviana\Downloads\1.gif** |
| CN\_10\_16\_formula16 |

1. Reemplazamos en la ecuación de velocidad de reacción:

|  |
| --- |
| **C:\Users\LyzMarcela\Desktop\Edición Planeta\CN_10_16_CO\Con correcciones\Fórmulas\CN_10_16_formula16.gif** |
| CN\_10\_16\_formula17 |

La velocidad es de 0,0005 M/s.

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_10\_16\_REC100 |
| **Título** | Determina la velocidad |
| **Descripción** | Actividad para hallar la velocidad de reacción y el orden de la reacción |

[SECCIÓN 2] ***2.5 Los factores que afectan la velocidad de reacción***

La velocidad de una reacción puede variar por efecto de la temperatura, la concentración, el estado de agregación de los reactivos y la presencia de catalizadores.

|  |  |
| --- | --- |
| **Los factores que afectan la velocidad de reacción** | |
| Temperatura | A mayor temperatura, mayor velocidad. |
| Concentración de los reactivos | A mayor concentración, mayor velocidad. |
| Estado físico de los reactivos | Las reacciones entre reactivos gaseosos se producen a mayor velocidad que entre reactivos sólidos. |
| Grado de división | Cuanto más dividido se halle un reactivo sólido, mayor será también la velocidad de reacción. |
| Catalizadores | Los catalizadores positivos aumentan la velocidad, pero los negativos o inhibidores la disminuyen. |

|  |  |
| --- | --- |
| **Profundiza: recurso aprovechado** | |
| **Código** | CN\_10\_16\_REC110 |
| **Ubicación en Aula Planeta** | 4 ESO/Física y química/Las reacciones químicas/La velocidad de las reacciones químicas/Profundiza |
| **Cambio (descripción o capturas de pantallas)** |  |
| **Título** | La velocidad de las reacciones químicas |
| **Descripción** | Interactivo que muestra la influencia de la temperatura y la concentración en la velocidad a la que se producen las reacciones químicas |
| **Fichas** | **Ficha del profesor**  Objetivo  Este interactivo pretende mostrar cómo la concentración de los reactivos y la temperatura afectan la velocidad de una reacción química sencilla.  Propuesta  Durante la presentación  Se observará que el manejo de este interactivo es sencillo y muy intuitivo. Las variables sobre las que se puede actuar son: el número de moléculas de los dos reactivos (A y B) y la temperatura. Las cantidades de moléculas de cada uno de los reactivos y de producto se visualizan en tiempo real en la pantalla a medida que transcurre la reacción. Las dos se pueden alterar a voluntad, para observar mejor la velocidad de la reacción.  La propuesta pedagógica, en este caso, es una presentación en clase de una reacción de síntesis sencilla: A + B ⇒ AB, que puede servir para facilitar la comprensión de conceptos a veces difíciles de asumir, como:  - El efecto cinético-molecular de la temperatura: al variar la temperatura, se debe llamar la atención de los estudiantes acerca del hecho de que las moléculas se mueven con mayor rapidez. A mayor temperatura, mayor velocidad y, también, más choques o encuentros entre las moléculas de reactivo A y B por unidad de tiempo. Los estudiantes deben relacionar que la reacción química se está acelerando y que se está formando el producto.  - Concepto de reactivo limitante: al añadir moléculas de uno de los dos reactivos, pero no del otro, debemos hacer que los estudiantes observen que no avanza la reacción por mucha cantidad de reactivo A o B que añadamos.  Después de la presentación  Se debe hablar del concepto de estequiometría y, en concreto, de la de esta reacción, que es 1:1. La intención es que los estudiantes deduzcan, tras el uso del simulador, que la mayor velocidad de reacción se obtiene cuanto mayor es la temperatura y mayores son las cantidades de los reactantes A y B, siempre y cuando estas estén equimoleculares. Es importante, además, que se entienda que las reacciones químicas son dinámicas y variables, según los factores internos o externos a ellas.  **Ficha del estudiante**  Unas velocidades distintas  La velocidad de las reacciones químicas, es decir, la cantidad de moléculas de producto o productos que se forman por unidad de tiempo, no es siempre la misma para una reacción química dada, sino que depende de diferentes factores.  La temperatura  Un factor importante es la temperatura. Al subir, aumenta la energía cinética, las moléculas se mueven más rápido y el número de encuentros o choques entre las moléculas de los reactantes será mayor, por lo tanto, aumentará la velocidad de reacción, de formación de producto. Además, algunas reacciones necesitan el aporte de una energía de activación para que se den, como es el caso de la combustión.  La cantidad de moléculas  Otro factor decisivo es la cantidad de moléculas de reactivos que tenemos y su proporción. Imagina que tenemos una reacción en la cual intervienen dos reactivos y su estequiometría o relación de reacción es de 2:1. Si escribimos su ecuación química sería:  A + 2B ⇒ AB2  Si solo tuviésemos moléculas A o moléculas B, no pasaría nada, no se formaría producto alguno. Además, si añadiésemos una molécula de A y otra de B, tampoco sucedería nada, ya que son necesarias 2 moléculas de B por cada molécula de A para que se dé la reacción. Así, si tuviésemos 10 moléculas de A y 15 de B, solo reaccionarían 7 moléculas de A con 14 moléculas de B para formar 7 moléculas de producto AB2 y quedarían sin reaccionar 3 moléculas de A y una de B. Aquí, el reactivo que impide que siga la reacción es B, ya que, si añadimos más B, se formarán más moléculas. B sería el reactivo limitante.  La aceleración de la reacción  Así, una reacción química obtendrá mayor velocidad a más temperatura y a mayores cantidades de moléculas de reactivos, siempre y cuando ellas estén en la proporción adecuada para la estequiometría de la reacción.  No dejes de practicar con el simulador de la Universidad de Colorado, que podrás encontrar en este enlace [[VER](http://phet.colorado.edu/en/simulation/reactants-products-and-leftovers) ], para trabajar la conservación de la masa, el concepto de reactivo limitante y el concepto de estequiometría de una reacción química. Entra en Translated Versions para encontrar la versión en español o atrévete con la versión en inglés y mejora tus competencias en lengua extranjera. |

[SECCIÓN 2] ***2.6 Catálisis***

El proceso de **catálisis** consiste en el uso de sustancias llamadas **catalizadores** que actúan sin consumirse en la reacción, en algunos casos forman productos intermedios, pero luego se regeneran.

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_10\_16\_IMG11 |
| **Descripción** |  |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** |  |
| **Pie de imagen** | Los **catalizadores** aumentan la **velocidad de la reacción** química al proporcionar una ruta alterna donde la **energía de activación** es menor que la de la ruta original. |

Existen catálisis heterogéneas, homogéneas y enzimáticas. En las **catálisis heterogéneas** los reactantes y el catalizador están en fases distintas, donde generalmente el catalizador es un sólido y los reactantes son líquidos o gases. La **catálisis homogénea** usa catalizadores dispersos en la misma fase en que están los reactantes, que por lo general es líquida. La **catálisis enzimática** usa catalizadores biológicos llamados **enzimas.**

Puedes responder algunas preguntas de catálisis en la página de Intef de España [VER]. (<http://recursostic.educacion.es/newton/web/materiales_didacticos/cinetica_quimica/factores.html?5&2>)

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso nuevo (oculta)** | |
| **Código** | CN\_10\_16\_REC120 (NO VA ESTE RECURSO) |
| **Título** | Resuelve el crucigrama sobre la cinética |
| **Descripción** | Actividad para reforzar los principales conceptos de la cinética química |

[SECCIÓN 2] ***2.7 Consolidación***

Actividades para consolidar lo que has aprendido en esta sección.

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_10\_16\_REC130 |
| **Título** | Refuerza tu aprendizaje: La cinética |
| **Descripción** | Actividades sobre La cinética |

[SECCIÓN 1] **3 El equilibrio químico**

El estado en el cual dos reacciones opuestas (directa e inversa) se llevan a cabo simultáneamente y a la misma velocidad se conoce como **equilibrio químico**.

[SECCIÓN 2] ***3.1 Reacciones irreversibles y reversibles***

En las **reacciones irreversibles** la energía necesaria para romper los enlaces de los productos es mayor a la requerida en los reactantes, mientras que en las **reacciones reversibles** para este mismo proceso se requiere de energía similar o menor a la empleada en los reactantes,por ello es factible su bidireccionalidad, la cual se representa con una doble flecha.

|  |  |
| --- | --- |
| **Recuerda** | |
| **Contenido** | En las **reacciones irreversibles** todos los reactantes tienden a transformarse en productos y en las **reversibles** los productos reaccionan entre sí para volver a dar los reactantes, de modo que estos nunca se consumen del todo y lo que se obtiene al final de la reacción es una mezcla de reactantes y productos. |

En las reacciones reversibles se dice que la situación final es de equilibrio químico. En una situación de equilibrio, se observa que las concentraciones, tanto de los reactantes como de los productos, se mantienen constantes. Sin embargo, desde el punto de vista microscópico, las reacciones siguen teniendo lugar, es decir, los reactantes se transforman en productos y estos, a su vez, en reactantes, pero ambos procesos ocurren a la misma velocidad, por lo que las concentraciones de todas las sustancias se mantienen invariables.

Una gran parte de los procesos químicos industriales son reversibles, es decir, se desarrollan a la vez y en direcciones opuestas, como, por ejemplo, la síntesis del amoníaco y del ácido sulfúrico.

[SECCIÓN 2] ***3.2 El equilibrio químico dinámico***

El **equilibrio químico** se caracteriza por ser **dinámico**, debido a que mantiene estables las velocidades de reacción directa e inversa, pues se igualan en magnitud, sin llegar a anularse; además, en este estado permanece constante la concentración de los reactantes y de los productos.

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_10\_16\_IMG12 |
| **Descripción** | Gráfica de velocidad de reacción en función del tiempo |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** |  |
| **Pie de imagen** | Al principio, la magnitud de la velocidad de la reacción directa (reactantes que se transforman en productos) es mayor que la de la reacción inversa (productos que se transforman en reactantes). Con el tiempo, ambas velocidades tienden a igualarse, hasta llegar al estado de **equilibrio químico**. |

|  |  |
| --- | --- |
| **Profundiza: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_10\_16\_REC140 |
| **Título** | Las reacciones reversibles y el equilibrio químico |
| **Descripción** | Animación que permite mostrar las reacciones reversibles y la influencia de la temperatura en la alteración del equilibrio químico |

[SECCIÓN 2] ***3.3 La constante de equilibrio***

La **constante de equilibrio** ***(Kc)***de cualquier sistema relaciona la concentración molar de los productos y de los reactantes, elevados a una potencia que corresponde a los coeficientes de la ecuación química general. Así, para la ecuación:

|  |
| --- |
| **C:\Users\Viviana\Downloads\1.gif** |
| CN\_10\_16\_formula18 |

La constante de equilibrio se expresa como:

|  |
| --- |
| **C:\Users\Viviana\Downloads\1.gif** |
| CN\_10\_16\_formula19 |

Las unidades de la constante *Kc* dependen de la ecuación específica, aunque normalmente se prefiere dejarla sin unidades.

|  |  |
| --- | --- |
| **Profundiza: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_10\_16\_REC150 (NO VA ESTE RECURSO) |
| **Título** | Los fundamentos del equilibrio químico |
| **Descripción** | Interactivo que permite explicar los tipos de equilibrio y los cálculos de la constante y las concentraciones en el equilibrio |

[SECCIÓN 2] ***3.4 Los tipos de equilibrio***

Existen dos tipos de equilibrio: el homogéneo y el heterogéneo. En el **equilibrio** **homogéneo** todos los reactantes y productos se encuentran en un mismo estado, por ejemplo, en la reacción entre el hidrógeno (H2) y el yodo (I2), para dar yoduro de hidrógeno (HI), todos se encuentran en estado gaseoso.

|  |
| --- |
| **C:\Users\Viviana\Downloads\1.gif** |
| CN\_10\_16\_formula20 |

En el **equilibrio heterogéneo** uno o varios de reactantes o productos se encuentran en diferentes estados, por ejemplo, en la descomposición del carbonato de calcio (CaCO3) el dióxido de carbono (CO2) se presenta en estado gaseoso, así:

|  |
| --- |
| **C:\Users\Viviana\Downloads\1.gif** |
| CN\_10\_16\_formula21 |

A diferencia de las sustancias gaseosas, las concentraciones en los sólidos y líquidos puros permanecen constantes en el equilibrio heterogéneo, por ende, no se incluyen en la expresión de la constante de equilibrio. En este caso, no se incluyen las concentraciones del carbonato de calcio (CaCO3) y del óxido de calcio (CaO), de modo que la constante *Kc* se expresa así:

|  |
| --- |
| **C:\Users\LyzMarcela\Desktop\Edición Planeta\CN_10_16_CO\Con correcciones\Fórmulas\CN_10_16_formula21.gif** |
| CN\_10\_16\_formula22 |

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_10\_16\_REC160 (NO VA ESTE RECURSO) |
| **Título** | ¿Cuál tipo de equilibrio es? |
| **Descripción** | Actividad que permite identificar equilibrios homogéneos y heterogéneos |
| **Practica: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_10\_16\_REC170 (NO VA ESTE RECURSO) |
| **Título** | Determina la expresión de la constante de equilibrio |
| **Descripción** | Actividad que permite identificar las expresiones de la constante de equilibrio de acuerdo con el tipo de sistema |

[SECCIÓN 2] ***3.5 Cálculo de constantes de equilibrio***

El valor de *Kc* para un sistema en equilibriose calcula reemplazando las concentraciones experimentales de productos y reactantes en la expresión de la constante de equilibrio.

Por ejemplo, ¿cuál es la *Kc* para la reacción de producción de NH3 a partir de N2 y H2, si experimentalmente las concentraciones en el equilibrio fueron [NH3] = 0,014 M, [N2]= 0,20 M y [H2]= 0,10 M, y todos se encuentran en estado gaseoso?

1. Escribimos la ecuación balanceada:

|  |
| --- |
| C:\Users\Viviana\Downloads\1.gif |
| CN\_10\_16\_formula23 |

1. Reemplazamos las concentraciones en la ecuación de la constante de equilibrio:

|  |
| --- |
| C:\Users\LyzMarcela\Desktop\Edición Planeta\CN_10_16_CO\Con correcciones\Fórmulas\CN_10_16_formula23.gif |
| CN\_10\_16\_formula24 |

Cada concentración se eleva a una potencia que corresponde al coeficiente estequiométrico de la ecuación general, los términos se multiplican entre sí y luego se divide el numerador por el denominador. El valor de la constante de equilibrio *Kc* esde 0,98 M-2.

|  |  |
| --- | --- |
| **Destacado** | |
| **Título** | **Valor de la *Kc*** |
| Contenido | Valores bajos de ***Kc***indican que la reacción se favorece hacia los reactantes y valores elevados muestran la reacción favorece los productos**.** |

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_10\_16\_REC180 (NO VA ESTE RECURSO) |
| **Título** | Halla la constante de equilibrio |
| **Descripción** | Actividad que permite calcular la constante de equilibrio a partir de las concentraciones |

[SECCIÓN 2] ***3.6 Cálculo de concentraciones en el equilibrio***

Para calcular las concentraciones de los reactantes y los productos en el equilibrio es necesario hacer uso de la constante *Kc*.

Por ejemplo, ¿cuál es la concentración en equilibrio de los reactantes y los productos de la reacción de 0,35 moles de CO2 con 0,35 moles de H2, en un recipiente de 1 L para obtener CO y H2O, sabiendo que *Kc*= 0,15?

1. Escribimos la ecuación balanceada:

|  |
| --- |
| C:\Users\Viviana\Downloads\1.gif |
| CN\_10\_16\_formula25 |

1. Organizamos los valores en una tabla que relacione el estado inicial, en equilibrio y final de la reacción, teniendo en cuenta que la estequiometría de la ecuación es: 1 mol de CO2 reacciona con 1 mol de H2 para producir 1 mol de CO y 1 mol de H2O.

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| Información del ejercicio | | | | |
| ESTADO | REACTANTES | | PRODUCTOS | |
| CO2 | H2 | CO | H2O |
| Inicial | 0,35 | 0,35 | 0 | 0 |
| Cambio | - x | - x | + x | + x |
| Equilibrio | 0,35 - x | 0,35 - x | x | x |

1. Escribimos la ecuación para la constante de equilibrio de la reacción:

|  |
| --- |
| **C:\Users\LyzMarcela\Desktop\Edición Planeta\CN_10_16_CO\Con correcciones\Fórmulas\CN_10_16_formula25.gif** |
| CN\_10\_16\_formula26 |

1. Reemplazamos los valores en el equilibrio relacionados en la tabla y la *Kc*:

|  |
| --- |
| **C:\Users\Viviana\Downloads\1.gif** |
| CN\_10\_16\_formula27 |

1. Establecemos una expresión equivalente:

|  |
| --- |
| **C:\Users\LyzMarcela\Desktop\Edición Planeta\CN_10_16_CO\Con correcciones\Fórmulas\CodeCogsEqn (15).gif** |
| CN\_10\_16\_formula28 |

1. Hallamos la raíz cuadrada en ambos lados de la expresión:

|  |
| --- |
| **C:\Users\Viviana\Downloads\1.gif** |
| CN\_10\_16\_formula29 |

1. Despejamos y hallamos el valor de *x*:

|  |
| --- |
| **C:\Users\Viviana\Downloads\1.gif** |
| CN\_10\_16\_formula30 |

1. Restamos de las concentraciones iniciales de los reactantes el valor de *x* para obtener concentraciones de estos en equilibrio:

|  |
| --- |
| **C:\Users\Viviana\Downloads\1.gif** |
| CN\_10\_16\_formula31 |

|  |
| --- |
| **C:\Users\Viviana\Downloads\1.gif** |
| CN\_10\_16\_formula32 |

En el caso de los productos, el valor de *x* es la concentración de cada uno. Es decir, que las concentraciones en equilibrio obtenidas en el ejercicio son:

[CO2] = 0,25 M

[H2] = 0,25 M

[CO] = 0,10 M

[H2O] = 0,10 M

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_10\_16\_REC190 (NO VA ESTE RECURSO) |
| **Título** | Determina las concentraciones |
| **Descripción** | Actividad para hallar las concentraciones de reactivos y productos en reacciones en equilibrio |

[SECCIÓN 2] ***3.7 Los factores que afectan el equilibrio***

**Los factores que afectan el equilibrio** son: la temperatura, la concentración de los reactantes y la adición de catalizadores.

* **Temperatura**:al aumentar la temperatura, las moléculas se mueven más rápido, lo que hace que las colisiones entre ellas sean más frecuentes y posean la suficiente energía para reaccionar y generar productos. Por esta razón, si se altera la temperatura, el equilibrio se desplazara con fin de contrarrestar el efecto de la variación de la temperatura.

Por ello y de acuerdo con el principio de Le Chatelier, si se aumenta la temperatura en una reacción endotérmica la reacción se favorece desplazándose hacia los productos. Mientras que si se disminuye la temperatura el equilibrio se desplaza para aumentar la concentración de los reactantes. En una reacción exotérmica ocurre lo contrario pues el aumento de temperatura favorece el equilibrio hacia los reactantes y la disminución de la misma lo desplaza hacia los productos.

* **Concentración de los reactantes**:si aumenta la concentración de los reactantes, hay más colisiones y las velocidades de reacción son mayores, y el equilibrio se alcanza más rápido.
* **Catalizadores**:al adicionar catalizadores, se aceleran las reacciones, pues los reactantes alcanzan más fácil la energía de transición para formar productos y el equilibrio se logra más fácilmente.

Al cambiar las condiciones de **temperatura** y **concentración** o al **adicionar catalizadores** a las reacciones, se afecta el equilibrio de las mismas, y las velocidades de reacción directa e inversa ya no serán las mismas, como establece el **principio de Le Chatelier**, según el cual, cuando se perturba una reacción en equilibrio, este se desplaza en la dirección que minimice la perturbación, que generalmente es la opuesta.

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso aprovechado (oculto)** | |
| **Código** | CN\_10\_16\_REC200 |
| **Ubicación en Aula Planeta** | 4 ESO/Física y química/Las reacciones químicas/El equilibrio químico/Practica |
| **Cambio (descripción o capturas de pantallas)** |  |
| **Título** | Refuerza el concepto de equilibrio químico |
| **Descripción** | Actividad con animación incluida que muestra en qué consiste el equilibrio en las reacciones químicas |

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso nuevo (oculto)** | |
| **Código** | CN\_10\_16\_REC210 |
| **Título** | Determina las concentraciones |
| **Descripción** | Actividad para hallar las concentraciones de reactivos y productos en reacciones en equilibrio |

[SECCIÓN 2] ***3.8 Consolidación***

Actividades para consolidar lo que has aprendido en esta sección.

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_10\_16\_REC220 |
| **Título** | Refuerza tu aprendizaje: El equilibrio químico |
| **Descripción** | Actividades sobre El equilibrio químico |

[SECCIÓN 1] **4 Competencias**

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_10\_16\_REC230 |
| **Título** | Competencia: comprobación de los factores que afectan la velocidad |
| **Descripción** | Actividad que propone una práctica de laboratorio para evidenciar los cambios de velocidad de reacción cuando se modifican factores |

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_10\_16\_REC240 (NO VA ESTE RECURSO) |
| **Título** | Competencia: observación de la perturbación del equilibrio |
| **Descripción** | Actividad que propone una práctica de laboratorio para evidenciar cómo se modifica una reacción en equilibrio, al variar la concentración |

[SECCIÓN 1] **Fin de unidad**

|  |  |
| --- | --- |
| **Mapa conceptual** | |
| **Código** | CN\_10\_16\_REC250 |
| **Título** | Mapa conceptual |
| **Descripción** | Mapa conceptual del tema La termodinámica, la cinética y el equilibrio químico |

|  |  |
| --- | --- |
| **Evaluación: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_10\_16\_REC260 |
| **Título** | Evaluación |
| **Descripción** | Evalúa tus conocimientos sobre el tema La termodinámica, la cinética y el equilibrio químico |

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| **Webs de referencia** | | |
| **Código** | CN\_10\_16\_REC280 | |
| **Web 01** | Los intercambios de energía y entalpías de las reacciones químicas. | <http://e-ducativa.catedu.es/44700165/aula/archivos/repositorio/4750/4847/html/22_entalpa_estndar_de_formacin.html> |
| **Web 02** | Simulaciones sobre velocidad de reacción. | http://e-ducativa.catedu.es/44700165/aula/archivos/repositorio/1000/1167/html/3\_velocidad\_de\_las\_reacciones\_qumicas.html |