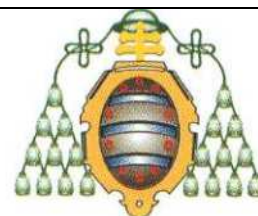




E.U.I.T.I.G.

## EXPERIMENTACIÓN EN QUÍMICA



UNIVERSIDAD DE OVIEDO

Apellidos y Nombre: \_\_\_\_\_ . Grupo: \_\_\_\_\_ .

Apellidos y Nombre: \_\_\_\_\_ .

### Cinética Química: Determinación del Orden de Reacción y Energía de Activación

**OBJETIVOS:** Comprobación de la influencia de la concentración de los reactivos sobre la velocidad de reacción. Obtención experimental de la velocidad media de reacción y de los órdenes parciales de cada reactivo en una reacción química.

#### MATERIAL

2 pipetas aforadas de 10 mL  
 2 pipetas aforadas de 5 mL  
 4 vasos de precipitados de 50 mL  
 1 probeta  
 2 matraces Erlenmeyer de 250 mL  
 Cuentagotas, varilla y pera de pipetas.  
 1 cronómetro, 1 termómetro y 1 baño termostático

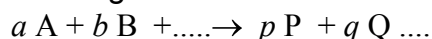
#### REACTIVOS

KIO<sub>3</sub> 0.150 M  
 NaHSO<sub>3</sub> 0.020 M  
 Disolución de almidón 2 %

#### Velocidad de Reacción

Esta práctica aborda algunos aspectos cuantitativos de la velocidad de las reacciones químicas. En particular, nos interesa conocer y controlar la influencia cinética de la **concentración** y de la **temperatura**, y su reflejo cuantitativo en forma de **ecuaciones o leyes cinéticas** empíricas. Para conseguir un mejor aprovechamiento de las experiencias a realizar, es necesario que domines los fundamentos y significado de los conceptos más básicos que se definen en **Cinética Química**.

En primer lugar, debemos definir una magnitud que nos mida la **velocidad de reacción** de modo objetivo. Para una reacción genérica:



sería deseable que la velocidad de reacción nos mida cuán rápido se forma o consume un producto o reactivo, respectivamente, en un instante de tiempo dado. La definición de velocidad de reacción no debe depender del número o tipo de especies químicas implicadas A, B, ..., P, Q, .. y debe corresponderse con una **magnitud intensiva**. Ambas condiciones se satisfacen si definimos la velocidad de reacción como la derivada de las **concentraciones** de reactivos o productos con respecto al tiempo, pero *normalizada* con los coeficientes estequiométricos. Así, para un **sistema homogéneo**, se define la velocidad de reacción  $r$  haciendo uso de molaridades y coeficientes estequiométricos:

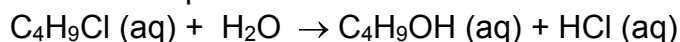
$$r = -\frac{1}{a} \frac{d[A]}{dt} = -\frac{1}{b} \frac{d[B]}{dt} = \frac{1}{p} \frac{d[P]}{dt} = \frac{1}{q} \frac{d[Q]}{dt} = \dots \quad (1)$$

- ¿Cuáles son las unidades de  $r$  según la ecuación (1). ¿Por qué aparecen signos algunos negativos?

En ocasiones resulta conveniente hablar de la velocidad de consumo o formación para un reactivo o producto *específico*. En este caso, la simple derivada  $d[A]/dt$  nos daría la velocidad de consumo del reactivo A. Obviamente, **la velocidad de reacción global relaciona entre sí a las velocidades de reacción específicas**. Practica estas sencillas relaciones resolviendo la siguiente cuestión:

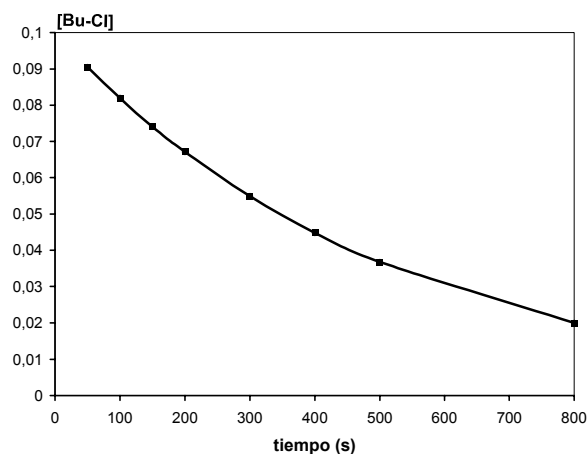
- ¿Cómo se relaciona la velocidad de desaparición del ozono con la velocidad de formación de oxígeno en la ecuación química  $2 \text{O}_{3(g)} \rightarrow 3 \text{O}_{2(g)}$ ? Si se forma oxígeno con una velocidad  $6.0 \cdot 10^{-5} \text{ M/s}$  en un instante dado, ¿con qué velocidad se estará consumiendo ozono?

La ecuación (1) es sencilla de interpretar: si conocemos cómo varía la concentración de cualquier especie química en función del tiempo podremos obtener inmediatamente la velocidad de reacción. Sin embargo, a efectos prácticos, se suele distinguir la **velocidad de reacción promedio** en un intervalo temporal  $\Delta t$  de la **velocidad de reacción instantánea** en un instante  $t$  dado. Esta diferenciación podemos ilustrarla mejor con el tratamiento de los datos cinéticos para la hidrólisis del cloruro de butilo:



La evolución temporal de la concentración de cloruro de butilo a partir de un tiempo  $t=0$  y una concentración inicial  $0.1000 \text{ M}$  se recoge en la siguientes Tabla y Gráfica.

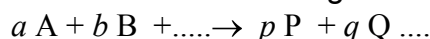
Tiempo, $t$ (s)	Concentración $[\text{C}_4\text{H}_9\text{Cl}]$ (M)	Velocidad Media (M/s)
0.0	0.1000	
50.0	0.0905	$1.9 \cdot 10^{-4}$
100.0	0.0820	$1.7 \cdot 10^{-4}$
150.0	0.0741	$1.6 \cdot 10^{-4}$
200.0	0.0671	$1.4 \cdot 10^{-4}$
300.0	0.0549	$1.22 \cdot 10^{-4}$
400.0	0.0448	$1.01 \cdot 10^{-4}$
500.0	0.0368	$0.80 \cdot 10^{-4}$
800.0	0.0200	$0.560 \cdot 10^{-4}$
10000	0.	



Por un lado, la **velocidad de reacción media** de cada intervalo  $\Delta t$  en la Tabla se calcula como  $r = -\frac{\Delta[\text{C}_4\text{H}_9\text{Cl}]}{\Delta t}$ . Por el otro, la pendiente en cada punto de la curva se corresponde con la **velocidad de reacción instantánea**  $r = -\frac{d[\text{C}_4\text{H}_9\text{Cl}]}{dt}$ . Evidentemente, esta diferenciación desaparece a medida que  $\Delta t \rightarrow 0$ .

## La Influencia de la Concentración: Leyes Cinéticas

Intuitivamente es fácil ver cómo la velocidad de reacción será tanto mayor cuanto mayor sea la concentración de los reactivos. Ahora nos ocuparemos de enunciar cuantitativamente esta relación entre velocidad de reacción y concentración de reactivos. Así, para una reacción genérica en un sistema homogéneo.



se plantea una **ecuación o ley cinética puramente empírica**, para relacionar velocidad de reacción y concentraciones:

$$r = k[A]^n[B]^m \dots \quad \text{ley empírica de velocidad}$$

Los exponentes  $n$  y  $m$  son los llamados **órdenes parciales de reacción** que deben determinarse empíricamente, es decir, no tienen ninguna relación con los coeficientes estequiométricos  $a$ ,  $b$ , ... aunque generalmente los órdenes parciales de reacción son próximos a números enteros. La suma de los órdenes parciales  $n+m+\dots$  se denomina **orden global de la reacción**. Por otro lado, la constante de velocidad  $k$  recoge fundamentalmente la influencia de la temperatura como veremos más adelante.

- Observa los siguientes ejemplos concretos de reacciones químicas y leyes cinéticas. Determina el orden global de reacción para cada una de ellas y las unidades de la constante cinética correspondiente.

		<b>Orden global</b>	<b>Unidades de <math>k</math></b>
$2 \text{N}_2\text{O}_5(\text{g}) \rightarrow 4 \text{NO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$	$r = k [\text{N}_2\text{O}_5]$		
$\text{CHCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CCl}_4(\text{g}) + \text{HCl}(\text{g})$	$r = k [\text{CHCl}_3][\text{Cl}_2]^{1/2}$		
$\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{HI}(\text{g})$	$r = k [\text{H}_2][\text{I}_2]$		

La obtención de una ley cinética satisface un objetivo fundamentalmente práctico. Ya que conocido el valor de  $k$  y los órdenes parciales de reacción, podemos predecir la velocidad de reacción en otras condiciones de concentración. Más interés tiene todavía la **integración de las leyes cinéticas** en función del tiempo. En este caso, podríamos conocer la evolución temporal de la concentración de una especie a lo largo del tiempo. Fíjate en el siguiente ejemplo para una cinética de primer orden

$$\text{Ley Cinética : } r = -\frac{d[A]}{dt} = k[A] \quad \text{Forma Integrada: } \ln[A] = -kt + \ln[A]_0$$

- ¿Podrías demostrar que ambas expresiones son equivalentes?

## Determinación de una Ley Cinética: Método de las Velocidades Iniciales

Por mucho que mires una ecuación química, no podrás deducir su ley cinética. Necesitas realizar experimentos para conocer datos cinéticos ya sea en forma de velocidades de reacción o de cambios de concentración frente al tiempo. Pero además, debes diseñar el experimento de acuerdo al posterior tratamiento de los datos ya que existen diversas posibilidades para extraer leyes cinéticas. En este experimento vas a seguir una estrategia particularmente adaptada para un laboratorio de prácticas, el **método de las velocidades iniciales**. El siguiente ejemplo genérico nos sirve para ilustrar el modo en el que vas a tratar tus datos experimentales.

Supón que para una reacción  $A+B \rightarrow C$  mides las velocidades de reacción a distintas concentraciones iniciales:

Experimento	[A] (M)	[B] (M)	Velocidad inicial (M/s)
1	0.100	0.100	$4.0 \cdot 10^{-5}$
2	0.100	0.200	$4.0 \cdot 10^{-5}$
3	0.200	0.100	$16.0 \cdot 10^{-5}$

A partir de estos datos asumiendo una ley cinética del tipo  $r=k[A]^m[B]^n$ , puedes obtener fácilmente los valores de  $k$ ,  $m$  y  $n$ , o sea, la ley cinética. Por ejemplo, de los experimentos 1 y 2:

$$\left. \begin{aligned} \frac{r_{0,2}}{r_{0,1}} &= \frac{k[0.100M]^m [0.200M]^n}{k[0.100M]^m [0.100M]^n} = \frac{\cancel{k[0.100M]^m} [0.200M]^n}{\cancel{k[0.100M]^m} [0.100M]^n} = \frac{[0.200M]^n}{[0.100M]^n} = 2^n \\ \frac{r_{0,2}}{r_{0,1}} &= \frac{4.0 \cdot 10^{-5} \text{ M/s}}{4.0 \cdot 10^{-5} \text{ M/s}} = 1 \end{aligned} \right\} \rightarrow 2^n = 1 \rightarrow n = 0$$

ya que la velocidad de reacción no depende de la concentración de B. Análogamente, de los experimentos 1 y 3 se obtiene,

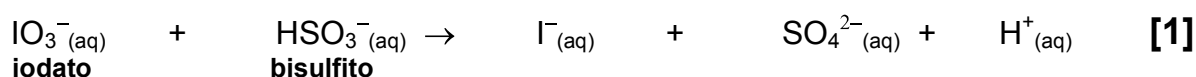
$$\left. \begin{aligned} \frac{r_{0,3}}{r_{0,1}} &= \frac{k[0.200M]^m [0.100M]^n}{k[0.100M]^m [0.100M]^n} = \frac{[0.200M]^m}{[0.100M]^m} = 2^m \\ \frac{r_{0,3}}{r_{0,1}} &= \frac{16.0 \cdot 10^{-5} \text{ M/s}}{4.0 \cdot 10^{-5} \text{ M/s}} = 4 \end{aligned} \right\} \rightarrow 2^m = 4 \rightarrow m = 2$$

Así, se deduce que la reacción  $A+B \rightarrow C$  obedece una ley cinética de orden 2:  $r=k[A]^2$ .

- A partir de los anteriores datos, calcula el valor de la constante de velocidad de reacción. Sé cuidadoso con sus unidades.

## El Sistema Experimental: Reacción Redox $\text{IO}_3^-_{(\text{aq})} + \text{HSO}_3^-_{(\text{aq})}$

El rango de velocidades de las reacciones químicas es muy amplio, cubre muchos órdenes de magnitud. En disolución acuosa, las velocidades de reacción pueden ir desde los  $10^{-4}$ - $10^{-5}$  M/s para las reacciones *lentas* hasta  $10^{10}$  M/s para las reacciones *rápidas* (esta última es la velocidad límite con la que se *difunden* las especies químicas en disolución). En general, las reacciones rápidas son las de mayor interés químico o tecnológico. En esta práctica de laboratorio, sin embargo, estamos condicionados por el interés didáctico del experimento y acudimos entonces a una reacción fácil de estudiar en el laboratorio al presentar **tiempos de reacción** del orden de minutos. Al igual que en la serie de estudios cualitativos, estudiamos la cinética química de una **reacción redox**, concretamente:



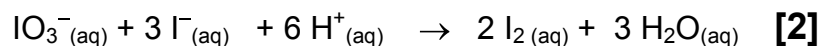
- Ajusta la anterior ecuación química. Identifica los pares redox implicados en la reacción (qué especie se reduce o se oxida).

Hagamos una breve presentación de los reactivos protagonistas. Por ejemplo, el iodato potásico es una sal bastante utilizada en disoluciones fotográficas como un *agente oxidante suave*. Por su parte, el bisulfito sódico es un *agente reductor suave* que puede considerarse formalmente como una sal del ácido sulforoso  $\text{H}_2\text{SO}_3$ . Este ácido no existe en forma pura ya que lo que realmente se prepara son disoluciones acuosas de dióxido de azufre que tienen un *carácter ácido débil*.

Para estudiar experimentalmente la cinética de la reacción  $\text{IO}_3^-_{(\text{aq})} + \text{HSO}_3^-_{(\text{aq})}$  necesitamos un método que nos permita rastrear cuantitativamente los cambios de concentración de las especies reactivas. Los métodos espectroscópicos basados en la absorción/emisión de radiación electromagnética por parte de los átomos y moléculas, son idóneos para este cometido por cuanto son métodos rápidos, específicos y no destruyen la muestra. Existen multitud de técnicas espectroscópicas que se utilizan en Cinética Química, pero todas ellas comparten una característica: son métodos técnicamente complejos y no se utilizan en un laboratorio didáctico. Por lo tanto, en esta práctica vas a utilizar un **indicador visual** combinado con una **reacción reloj** que te avisará del momento en el que la reacción principal de interés  $\text{IO}_3^-_{(\text{aq})} + \text{HSO}_3^-_{(\text{aq})}$  se ha completado.

## La reacción reloj

La reacción reloj que tiene lugar en tu sistema es:

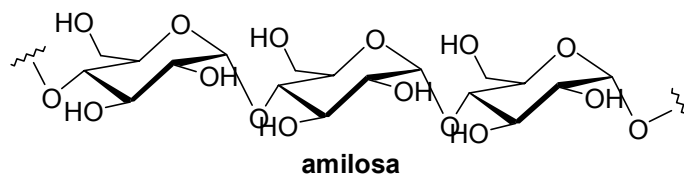


Como ves, el iodato es capaz de oxidar al anión ioduro que se forma en la reacción principal [1] para formar yodo molecular  $\text{I}_2$ . **Durante el experimento vas a trabajar siempre con un exceso de iodato.**

La reacción reloj [2] es también una reacción redox, pero su virtud es que es mucho más rápida que [1] por varios órdenes de magnitud y podemos considerarla prácticamente como instantánea. Sin embargo, **para que la reacción reloj [2] tenga lugar, la concentración de ioduro debe ser mucho mayor que la concentración de bisulfito.** Pero la presencia del anión bisulfito en el medio de reacción implica que la reacción principal [1] está avanzando. Sólo cuando la concentración de bisulfito esté prácticamente agotada, entonces la reacción reloj tiene lugar.

## El indicador visual: Almidón

Después de la celulosa, el almidón es el segundo polisacárido natural más abundante y es la fuente de azúcares más importantes para el hombre. El almidón es un **polímero** de moléculas de D-glucosa con una estructura y tamaño irregulares. Se distinguen dos formas de almidón: la amilosa (cadenas lineales de D-glucosa) y la amilopectina (cadenas ramificadas).



La forma amilosa es más soluble en agua y se utiliza en **iodometrías** gracias a una curiosa propiedad: el yodo molecular en presencia de iones ioduro y almidón soluble, da lugar a complejos formados por cadenas helicoidales de almidón que rodean a especies  $[\text{I}_2 \cdots \text{I} \cdots \text{I}_2]^-$ . Estos complejos entre almidón y yodo, que se forman de modo prácticamente instantáneo en presencia de yodo molecular, poseen un color intenso azul oscuro que actúa como indicador visual de la existencia de yodo.

- Una disolución comercial de indicador de yodo contienen almidón y  $\text{KI}{}_{(\text{aq})}$ . ¿Por qué es necesaria la sal?
- La reacción reloj, los equilibrios ácido-base y la formación de complejos almidón-yodo, son todos ellos procesos mucho más rápidos que la reacción principal  $\text{IO}_3^-{}_{(\text{aq})} + \text{HSO}_3^-{}_{(\text{aq})}$  cuya cinética vas a investigar. Este hecho químico justifica el procedimiento experimental que vas a realizar para determinar la ley cinética del proceso. Pero, ¿podrías encontrar alguna característica simple que explique por qué la reacción principal  $\text{IO}_3^-{}_{(\text{aq})} + \text{HSO}_3^-{}_{(\text{aq})}$  debe ser mucho más lenta que los otros procesos?

## Cronómetro en mano: El Procedimiento Experimental.

Vas a llevar a cabo una serie de experimentos a **Temperatura Ambiente** en los que determinarás el tiempo de reacción necesario para consumir completamente la concentración de ion bisulfito a distintas concentraciones iniciales de los reactivos  $\text{IO}_3^-$  (aq) y  $\text{HSO}_3^-$  (aq). Los distintos *sistemas* se prepararán mezclando agua destilada,  $\text{KIO}_3$ (aq),  $\text{NaHSO}_3$ (aq) y disolución de almidón al 2 % de acuerdo a la siguiente tabla:

Sistema	mL agua	mL $\text{KIO}_3$ (aq) 0.150 M	mL $\text{NaHSO}_3$ (aq) 0.020 M	mL almidón 2%
I	50	10	10	5
II	55	10	5	5
III	55	5	10	5

- Los sistemas tienen un mismo volumen de aproximadamente 75 mL, ¿por qué?

A continuación, se describe detalladamente la ejecución de un experimento para el sistema I, siendo los demás experimentos completamente análogos.

- 1) Toma un vaso de precipitados de 100 mL y vierte disolución  $\text{KIO}_3$ (aq) 0.150 M hasta aproximadamente la mitad de su volumen. Haz lo mismo con las disoluciones de almidón al 2% y de  $\text{NaHSO}_3$  0.020 M. Etiqueta o numera los vasos con los reactivos.
- 2) Asigna una pipeta de 10 mL a la disolución de  $\text{KIO}_3$ (aq), otra pipeta de 10 mL para la disolución de  $\text{NaHSO}_3$  0.020 M y una de las pipetas de 5 mL para la disolución de indicador de almidón.

**TEN CUIDADO DE NO INTERCAMBIAR LAS PIPETAS.  
ANTES DE MEDIR, ACLARA LAS PIPETAS CON EL REACTIVO.**

- 3) Limpia el matraz Erlenmeyer y sécalo bien con papel. Con la ayuda de la probeta y con la mayor exactitud posible, vierte en el interior 50 mL de agua destilada. Añade también 10 mL de la disolución de  $\text{KIO}_3$ (aq) y 5 mL de almidón al 2 % medidos con sus respectivas pipetas asignadas.
- 4) Carga 10 mL de  $\text{NaHSO}_3$  en su correspondiente pipeta y **prepara el cronómetro**.
- 5) Vierte el contenido de la pipeta de  $\text{NaHSO}_3$  en el matraz Erlenmeyer evitando pérdidas. ***Pon en marcha el cronómetro cuando hayas descargado aproximadamente la mitad de la pipeta.***
- 6) Detén el cronómetro cuando el contenido del matraz se vuelve azul muy oscuro ( el matraz debe estar **completamente coloreado**). Anota el **tiempo de reacción transcurrido**.

**UN ÚNICO EXPERIMENTO NO TIENE NINGUNA PRECISIÓN. SÉ PACIENTE.  
REPITE OTRAS TRES VECES EL EXPERIMENTO CON EL SISTEMA I**

**PARA LOS SISTEMAS II Y III, SIGUE IDÉNTICO PROCEDIMIENTO  
SIN MÁS QUE ALTERAR LAS CANTIDADES DE ACUERDO A LA TABLA.**

Anota aquí tus datos:

Sistema	$t_1$ (s)	$t_2$ (s)	$t_3$ (s)	$t_4$ (s)	$t_{\text{promedio}}$ (s)
I					$t_{\text{I}}=$
II					$t_{\text{II}}=$
III					$t_{\text{III}}=$

En los siguientes cálculos con los datos cinéticos, harás uso de la siguiente aproximación:

$$\text{velocidad de reacción inicial } r_0 = -\frac{1}{3} \left( \frac{d[\text{HSO}_3^-]}{dt} \right)_0 \approx \frac{1}{3} \frac{[\text{HSO}_3^-]_0}{t_{\text{reacción}}}$$

donde  $t_{\text{reacción}}$  es el tiempo de reacción que has medido en tus experimentos.

- Justifica la anterior aproximación.
- Prepara ahora los datos necesarios para aplicar el método de las velocidades iniciales de determinación de leyes cinéticas.

Sistema	$[\text{IO}_3^-]_0$ (M)	$[\text{HSO}_3^-]_0$ (M)	velocidad inicial ( $\text{M s}^{-1}$ )
I			
II			
III			

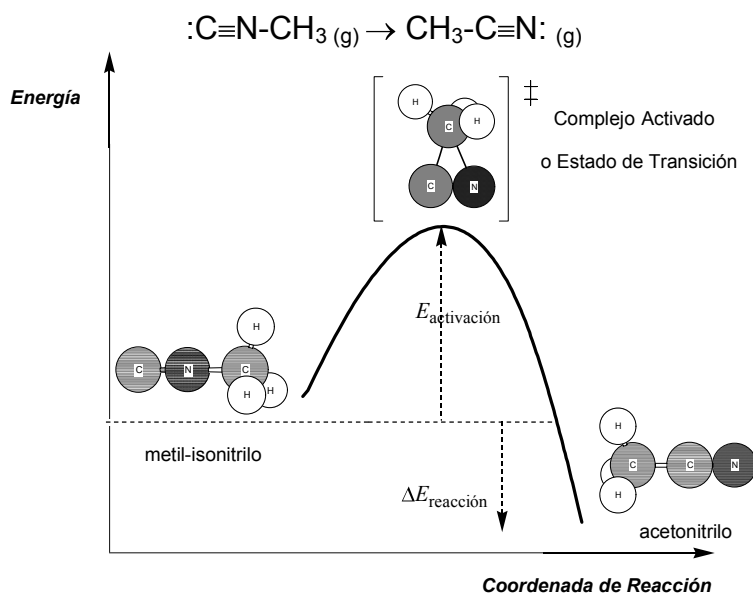
- Haciendo uso de los tiempos de reacción de los sistemas I y III y suponiendo una ley cinética de la forma  $r=k[\text{IO}_3^-]^m[\text{HSO}_3^-]^n$ , obtén el orden parcial de reacción para el iodato.
- Haciendo uso de los tiempos de reacción de los sistemas I y II, obtén ahora el orden parcial de reacción para el bisulfito.



- Escribe entonces la ley cinética que obedece la reacción principal. ¿Cuál es el orden global de reacción?
- Calcula finalmente la constante de velocidad  $k$  a temperatura ambiente. Para ello, emplea los datos del sistema I.

## Efecto de la Temperatura

Como recordarás, la temperatura es un parámetro crucial para controlar la velocidad de cualquier proceso químico y, en general, la velocidad de reacción aumenta a medida que aumentamos la temperatura. Esto es así debido a la existencia de una barrera o obstáculo energético asociado a la formación o ruptura de enlaces químicos, la llamada **Energía de Activación**. Esta magnitud energética, propia de la Cinética Química, es muy distinta de la energía de reacción o entalpías de reacción definidas en la Termodinámica Química. Para diferenciar ambas magnitudes, energía de activación y energía de reacción, analiza el siguiente **diagrama de coordenada de reacción** en el que se representa la evolución de la **energía potencial química** del acetonitrilo según cambia la geometría de la molécula en una reacción de isomerización:



- A la vista del diagrama, ¿podrías dar una interpretación de lo qué es un **Estado de Transición**? Discute este importante aspecto con tus profesores.

- La conversión de metil-isonitrilo a acetonitrilo, ¿es un proceso endotérmico o exotérmico según el diagrama?

El diagrama de coordenada de reacción nos da una interpretación molecular de lo que es energía de activación, pero, ¿cómo se mide? La respuesta está en la ecuación o ley cinética,  $r=k[A]^m[B]^n$ , por cuanto hemos dicho que la constante  $k$  recoge la influencia de los otros factores que no sean concentración, particularmente de la temperatura. Así, a partir de la variación de la constante cinética  $k$  con la temperatura, podemos conocer la energía de activación haciendo uso de **la Ley de Arrhenius**:

$$k = A \exp\left(-\frac{E_{\text{activación}}}{RT}\right) \quad \text{ley de Arrhenius}$$

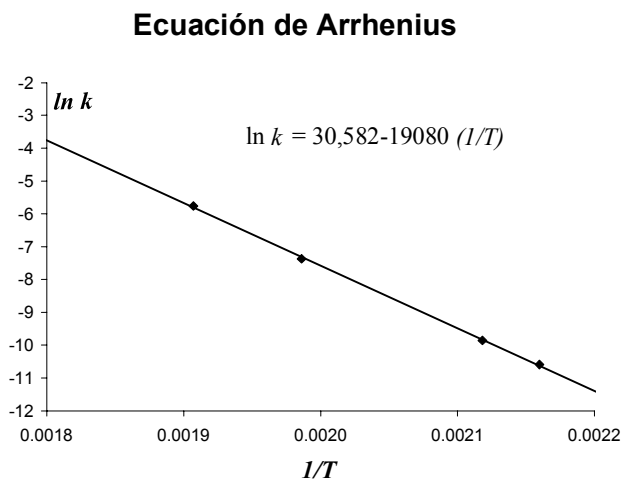
donde  $A$  es el llamado **factor preexponencial** que posee las mismas unidades que  $k$ ,  $R$  es la constante de los gases y  $T$  es la temperatura. En realidad, se puede decir que la ecuación de Arrhenius *define* mismamente lo que es la Energía de Activación.

Si tomamos logaritmos en la ley de Arrhenius, podemos obtener la siguiente forma lineal:

$$\ln k = \ln A - \frac{E_{\text{activación}}}{R} \left(\frac{1}{T}\right)$$

que es la más conveniente para llevar a cabo el trabajo práctico. Mediante la obtención de **datos cinéticos a distintas temperaturas con las mismas concentraciones iniciales**, podemos representar el logaritmo de la constante cinética,  $\ln k$ , frente al inverso de la temperatura. El ajuste de los pares de datos ( $\ln k$ ,  $1/T$ ) a una forma lineal nos dará entonces una pendiente igual a  $-E_{\text{activación}}/R$ . Fíjate en el ejemplo gráfico en el que se muestra una representación lineal de la ley de Arrhenius a partir de datos experimentales para la isomerización del acetonitrilo

- A partir de la ecuación de ajuste presentada en el anterior gráfico, calcula la correspondiente energía de activación e identifica el factor preexponencial.  
DATO  $R=8.3145 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$



## Obtención Experimental de $E_{\text{activación}}$ para la reacción $\text{IO}_3^- (\text{aq}) + \text{HSO}_3^- (\text{aq})$

Ahora vas a ejecutar de nuevo los pasos necesarios para determinar los tiempos de reacción del sistema I, pero controlando la temperatura con un **baño termostático**.

- 1) Selecciona una Temperatura para el baño termostático de *aproximadamente* 30 °C.
- 2) Limpia el matraz Erlenmeyer y sécalo bien con papel. Vierte en el interior 50 mL de agua destilada. Añade también 10 mL de la disolución de  $\text{KIO}_3(\text{aq})$  y 5 mL de almidón al 2 % medidos con sus respectivas pipetas asignadas.
- 3) Sumerge el matraz Erlenmeyer en el baño termostático. Sujeta la boca del matraz con una pinza enganchada al soporte. Introduce el termómetro y deja transcurrir unos minutos hasta que la Temperatura sea estable. Anota el valor exacto.
- 4) Carga 10 mL de  $\text{NaHSO}_3$  en su correspondiente pipeta y **prepara el cronómetro**.
- 5) Vierte el contenido de la pipeta de  $\text{NaHSO}_3$  en el matraz Erlenmeyer evitando pérdidas. Pon en marcha el cronómetro cuando hayas descargado aproximadamente la mitad de la pipeta.
- 6) Detén el cronómetro cuando el contenido del matraz se vuelve azul muy oscuro. Anota el tiempo de reacción transcurrido.

### SÉ PACIENTE. REPITE OTRAS TRES VECES EL EXPERIMENTO CON EL SISTEMA I

Anota aquí tus datos:

Temperatura	$t_1$ (s)	$t_2$ (s)	$t_3$ (s)	$t_4$ (s)	$t_{\text{promedio}}$ (s)
$T_1 = \text{ambiente}^*$					$t_1 =$
$T_2$					$t_2 =$

\* de la anterior serie de experimentos.

- Bajo las condiciones experimentales que has adoptado, se cumple:

$$\frac{k(T_1)}{k(T_2)} = \frac{\exp\left(-\frac{E_{\text{activación}}}{RT_1}\right)}{\exp\left(-\frac{E_{\text{activación}}}{RT_2}\right)} \approx \frac{t_{\text{reacción}}(T_2)}{t_{\text{reacción}}(T_1)}$$

- Calcula entonces la Energía de Activación haciendo uso de los datos cinéticos a Temperatura ambiente ( $T_1$ ) y a Temperatura próxima ( $T_2$ ) a 30 °C. Expresa el resultado en kJ/mol con no más de dos cifras significativas.

$$E_{\text{activación}} = \frac{R \ln\left(\frac{t_{\text{reacción}}(T_2)}{t_{\text{reacción}}(T_1)}\right)}{\left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1}\right)}$$