



GUÍA 1: Redox y Alcotest Química

GUÍA 1/UNIDAD 1
CURSO QUÍMICA ELECTIVO
Prof.: Camila Araya
Correo: camila.araya@soceduc.cl

Nombre: _____ Curso: _____

Objetivo de Aprendizaje

"Relacionar características de un sistema redox con flujo de electrones, usando evidencias físicas del fenómeno a través del alcotest"

Indicador de evaluación

- Calcular el estado de oxidación de diferentes compuestos químicos.
- Diferenciar una reacción redox mediante el cambio del estado de oxidación.
- Balancear una ecuación redox mediante el método ion-electrón.
- Explicar cómo se evidencia que ocurrió una reacción redox en términos de cambios físicos del sistema
- Argumentar la utilidad de una reacción redox en aplicaciones domésticas, industriales y/o de interés.

Reacciones Redox

Las reacciones **Redox** o Reacciones de Reducción-Oxidación son reacciones que involucran dos procesos. La **oxidación** que se refiere a la pérdida de electrones y la **reducción** que hace alusión a la ganancia de electrones, por lo tanto, son reacciones que involucran un flujo de electrones, que sucede por la transferencia de electrones de una especie a otra.

La forma de representar este proceso es a través de ecuaciones conocidas como semirreacción dependiendo el proceso del cuál se esté refiriendo:

$\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2 \bar{e}$ semirreacción de oxidación → los electrones están a la derecha → Agente reductor

$\text{Cu}^{2+} + 2 \bar{e} \rightarrow \text{Cu}$ semirreacción de reducción → los electrones están a la izquierda → Agente oxidante

Las especies involucradas reciben los siguientes nombres:

Agente reductor: En toda reacción redox, el agente reductor será aquel que cede electrones o se oxida, provocando una reducción de la otra especie.

Agente oxidante: En toda reacción redox llamaremos agente oxidante a aquel que se reduce o es capaz de captar electrones, lo que provoca una oxidación de la otra especie.

Dato: En los procesos de oxidación-reducción, la transferencia de electrones ocurre siempre desde un agente reductor a un agente oxidante.

Contenido para resolver la actividad 1 y 6

Reacciones Redox

Una manera de predecir qué estaría ocurriendo con los electrones en las reacciones redox, es calculando el estado o número de oxidación (que esquemáticamente denominaremos E.O.), el que es asignado arbitrariamente a cada elemento sobre la base de un conjunto de reglas, y nos permite indicar la cantidad de electrones que podría ganar o perder un elemento. Cabe destacar que la asignación del E.O. a cada elemento, se hace bajo el supuesto de que los enlaces del compuesto del cual forma parte, son 100 % iónicos, es decir, que los electrones se transfieren completamente de una especie a otra.

Números o estados de oxidación, se define como, *el número de cargas que tendría un átomo en un elemento, molécula o compuesto iónico si los electrones fueran transferidos totalmente.*

a. Reglas básicas para determinar el estado de oxidación

Regla N°1: A cualquier elemento en estado libre o átomo en una molécula homonuclear se le asigna un estado de oxidación igual a cero. Ejemplo: Na, Cu, S, H₂, Cl₂, P₄.

Regla N°2: El estado de oxidación del átomo de hidrógeno es +1 en casi todos sus compuestos. Por ejemplo: HCl, H₂O, NaOH, NH₃, H₂SO₄. Exceptuando los hidruros (compuestos binarios formados por hidrógeno y una especie metálica, como el NaH, CaH₂, LiH), en que su estado de oxidación es -1.

Regla N°3: En la mayoría de los compuestos que contienen oxígeno, el estado de oxidación de este es -2. Por ejemplo: H₂O, H₂SO₄, SO₂, SO₃, HNO₃, NaOH.

Sin embargo, existen algunas excepciones, como los peróxidos y el ion superóxido.

En los peróxidos, cada átomo de oxígeno tiene un E.O. igual a -1. Los dos átomos de oxígeno del ión O_2^{2-} son equivalentes, y a cada uno se le asigna un N.O. de -1, de tal forma que la suma sea igual a la carga del ion. $-1 + -1 =$ Carga del ión = -2

En el ión superóxido O_2^- , cada átomo de oxígeno tiene un E.O. igual a -1/2, de tal forma que: $-1/2 + -1/2 = -1$.

En el OF₂, el átomo de oxígeno tiene un E.O. igual a +2; dado que el átomo de flúor es el elemento más electronegativo y la molécula eléctricamente neutra, a cada átomo de flúor se le asigna un E.O. igual a -1.

Regla N°4: El número de oxidación de un ion monoatómico es igual a la carga del ion. Por lo tanto, el E.O. es su propia carga.

Algunos ejemplos de iones monoatómicos son: Na⁺ (N.O. = +1), Cl⁻ (E.O. = -1), Ca²⁺ (E.O. = +2), Al³⁺ (E.O. = +3), Zn²⁺ (E.O. = +2) y Br⁻ (E.O. = -1)

Regla N°5: La suma algebraica de los E.O. de los átomos que componen una molécula o compuesto es cero, ya que tanto las moléculas como los compuestos son eléctricamente neutros.

Regla N°6: La suma algebraica de los estados de oxidación de los átomos que componen un ion es igual a la carga del ion. Aplicando esta regla, calculemos el E.O. del azufre (S) en el ion sulfito (SO₃). Recordemos que E.O. de O = -2

$$\begin{aligned} \text{Carga del } SO_3^{2-} = -2 & \quad \rightarrow \quad \text{Luego: } (1 \cdot x) + (3 \cdot -2) = -2 \\ & \quad \quad \quad (1 \cdot x) + -6 = -2 \\ & \quad \quad \quad x = +4 \end{aligned}$$

Por lo tanto, el E.O. del S en el SO_3^{2-} es +4.

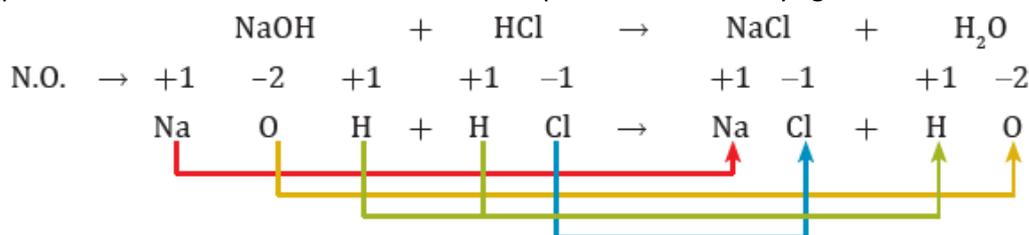
Regla N°7: Si en la fórmula del compuesto no hay hidrógeno ni oxígeno, se asigna el número de oxidación negativo al elemento más electronegativo (EN) que el carbono (C). Por lo tanto: El E.O. del carbono es +4 y para el flúor es -1.

Como reconocer reacciones Redox

Como hemos analizado recientemente, las reacciones químicas en las que hay transferencia de electrones son Redox, y la variación de los números de oxidación es una forma de monitorear el sistema y verificar si existe o no dicha transferencia electrónica. Para eso, verifiquemos si las siguientes ecuaciones químicas son de oxidación-reducción, analizando el E.O. de cada átomo participante:

Ejemplo 1

Reacción del hidróxido de sodio (NaOH) (base), con ácido clorhídrico (HCl), que, como estudiamos en el tema anterior, producen una reacción de neutralización en la que se forma una sal y agua.



Si sigues las líneas de colores, podrás observar que no hay cambios en los E.O. desde los reactantes a los productos de ninguna de las especies; por lo tanto, no es una ecuación redox.

Ejemplo 2:



Se observa que el Zn metálico se oxida a ion Zn^{2+} , a la vez que el ion Cu^{2+} se reduce a Cu metálico. Analizándolo en semirreacciones:

- El Zn aumenta su E.O. de 0 a +2 y libera o cede electrones.
- El Cu^{2+} disminuye su E.O. de +2 a 0 y capta o gana electrones.

Finalmente, se puede concluir que hay una variación en los E.O. de ambas especies y, por lo tanto, es una **ecuación redox**. Ahora, aplicando el concepto de agente reductor y oxidante, se tiene:

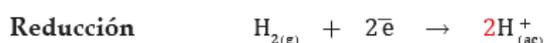
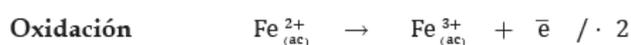


- El Zn es el agente reductor que experimenta una oxidación aumentando su E.O. de cero a +2.
- El Cu^{2+} es el agente oxidante, que experimenta una reducción disminuyendo su E.O. de +2 a cero.

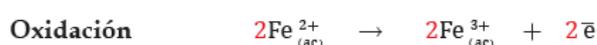
Balance Ecuaciones Redox

Todo balance de una ecuación química, debe obedecer la Ley de Conservación de la Masa, es decir, que la cantidad de cada elemento debe ser la misma en ambos lados de la ecuación (reactantes y productos) y en las reacciones de oxidación – reducción se debe balancear, además, la ganancia y pérdida de electrones. Ambos aspectos se observan en el siguiente ejemplo, en el que se observa claramente que mientras una especie cede electrones la otra debe recibir exactamente la misma cantidad de electrones.

Primera parte:



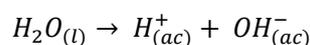
Segunda parte:



No obstante, lo anterior, existen reacciones redox, en la que el balance de electrones debe producirse matemáticamente. En las ecuaciones iónicas, como la anterior, se consideran solo las especies en las que se produce un cambio en el número de oxidación de las especies participantes; no obstante, sabemos que las otras especies que no sufren cambios, a las que normalmente se denomina **espectadores**, influyen en el equilibrio y balance de la reacción redox.

Método ion electrón

El método ion electrón es el sistema de balance de reacciones de oxidación – reducción, que permite atender todas las necesidades y especies que presenta la ecuación, caracterizándose porque los reactivos representan la forma como se encuentran en agua, por lo que, en el caso de los electrolitos, estos se representan según los iones que forman en disolución acuosa. Los compuestos insolubles se escriben de manera que representan su insolubilidad en agua. Para llevar a cabo el proceso se reconocen; el medio o ambiente en el que se produce la reacción (sea ácido o básico) y se separan las medias reacciones para facilitar el proceso de equilibrio o balance considerando las siguientes reglas, basadas en la ionización del agua:



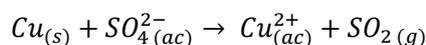
Contenido para resolver la actividad 5 y 6

En general, se consideran reglas fundamentales para balancear a través del método ion – electrón, las cuales son:

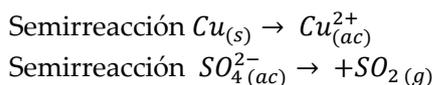
1. Se divide la ecuación en dos semirreacciones (incompletas) una de oxidación y la otra de reducción.
2. Se balancea cada semirreacción:
 - a. Primero, se balancea los elementos distintos de hidrógeno (H) y oxígeno (O).
 - b. Cuando el medio es ácido, se balancea los átomos de oxígeno añadiendo moléculas de agua (H_2O) en la misma cantidad que faltan oxígenos. El agua se agrega al lado (reactantes o productos) que faltan oxígenos. En el medio básico, es al revés.
 - c. Si el medio es ácido, se balancean los átomos de hidrógeno añadiendo iones de hidrógeno (H^+) y si el medio es básico, se añaden iones hidroxilos (OH^-).
 - d. Finalmente se balancea la carga de la ecuación, agregando electrones (e^-) donde exista más carga positiva global.
3. Si existe diferencia entre el número de electrones que se ceden y se captan (o ganan) entre las semirreacciones, se multiplica cada una por números enteros, de modo que el número de electrones que se pierden en una media reacción sea igual al número de los que se ganan en la otra.
4. Finalmente se suma las dos semirreacciones y se simplifica todo aquello que sea posible, cancelando las especies que aparecen en ambos lados de la ecuación, para obtener la reacción global.

EJERCICIO RESUELTO

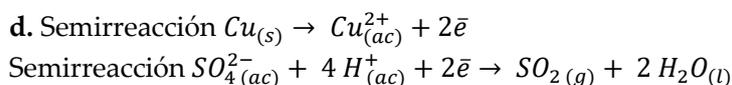
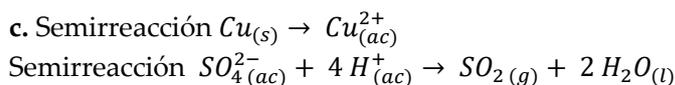
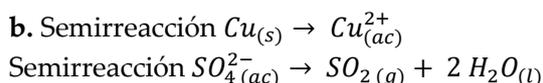
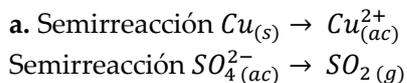
Estableceremos el equilibrio por método ión – electrón de la siguiente ecuación química, en **medio ácido**:



Paso 1. Se escriben las semirreacciones (incompletas) de oxidación y reducción.



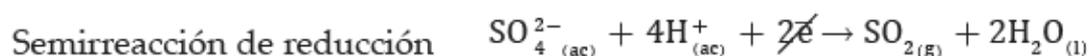
Paso 2. Se balancean las semirreacciones



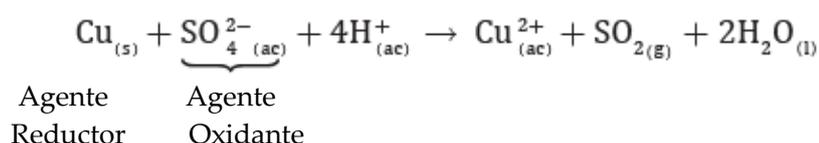
Paso 3. Ambas semirreacciones tienen 2 electrones, la primera los cede, por lo tanto, corresponde a la oxidación y la segunda los gana, por lo tanto, es la de reducción.

Por lo anterior, no es necesario multiplicar ninguna de las dos medias reacciones

Paso 4. Se suma algebraicamente ambas semirreacciones, para obtener la reacción final.



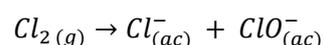
Reacción global (redox)



Paso 5. Finalmente se debe comprobar que la reacción global tenga el mismo tipo y número de átomos y verificar que las cargas sean iguales en ambos lados de la reacción.

EJERCICIO RESUELTO

Estableceremos el equilibrio por método ion – electrón de la siguiente ecuación química, en **medio básico**:

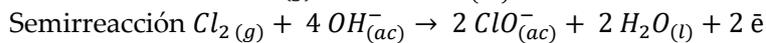
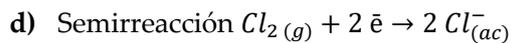
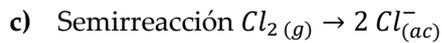
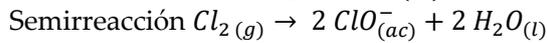
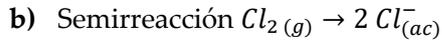
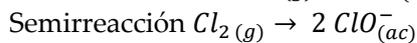
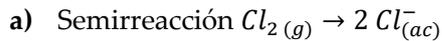


Paso 1. Se escriben las semirreacciones (incompletas) de oxidación y reducción.



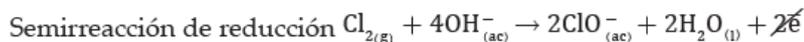
En esta ecuación se observa que la especie que está como reactivo, se encuentra en ambas semirreacciones. El comportamiento del cloro se conoce como “dismutación”, es decir, se reduce y oxida al mismo tiempo.

Paso 2. Se balancean las semirreacciones:

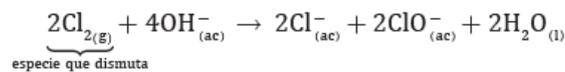


Paso 3. Ambas semirreacciones tienen 2 electrones, la primera los cede, por lo tanto, corresponde a la oxidación y la segunda los gana, por lo tanto, es la de reducción. Por lo anterior, no es necesario multiplicar ninguna de las dos medias reacciones.

Paso 4. Se suma algebraicamente ambas semirreacciones, para obtener la reacción final.



Reacción global (redox)



Paso 5. Finalmente se debe comprobar que la reacción global tenga el mismo tipo y número de átomos y verificar que las cargas sean iguales en ambos lados de la reacción.

Nombre: _____ Curso: _____

Instrucciones:

- Lea con atención cada enunciado y actividad.
- Cualquier duda pregunte a la profesora en clase o vía email.
- En la parte final de la guía se encuentra material complementario al visto en clases.
- Fecha de entrega máxima: 26 de Marzo
- La forma de entrega es vía e-mail a camila.araya@soceduc.cl, con fotos de su cuaderno //Guía impresa o puede descargar o hacer una copia de este documento en formato Word que se encuentra en el classroom y agregar su nombre apellido y curso al documento es decir por ejemplo Guía N°1_Camila Araya 5MA y enviarlo o compartirlo por drive

Actividad 1: Predice y clasifica

Predice si corresponden a semirreacciones de oxidación o reducción, y clasifica la especie que corresponda como agente oxidante o reductor.

Ecuación	Semirreacción de oxidación o reducción	Especie	Agente oxidante o reductor
$Al_{(s)} \rightarrow Al_{(ac)}^{3+} + 3 \bar{e}$		$Al_{(s)}$	
$Br_{2(g)} + 2 \bar{e} \rightarrow 2 Br_{(ac)}^{-}$		$Br_{2(g)}$	
$H_{2(g)} \rightarrow 2 H_{(ac)}^{+} + 2 \bar{e}$		$H_{2(g)}$	
$2 H_2O_{(l)} \rightarrow O_{2(g)} + 4 H_{(ac)}^{+} + 4 \bar{e}$		$H_2O_{(l)}$	

Actividad 2: Estado de Oxidación

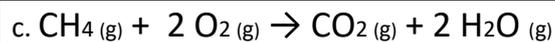
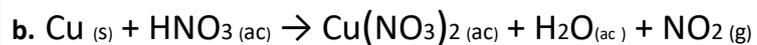
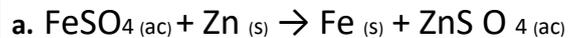
Calcula el estado de oxidación de cada una de las especies, presentes en los siguientes elementos, iones y compuestos, además escribe que reglas utilizaste para ello:

a) BF_4^{-}	b) O_2
Regla N°	Regla N°
c) Ca^{+2}	d) PO_4^{3-}
Regla N°	Regla N°
e) CF_2	f) Cl_2
Regla N°	Regla N°
g) Fe_2O_3	h) $KMnO_4$
Regla N°	Regla N°
i) Na	j) Cr^{6+}
Regla N°	Regla N°
k) $HClO_4$	
Regla N°	

Actividad 3: Identificar reacciones redox

Parte 1:

Considerando el comportamiento de los E.O. determina si las siguientes ecuaciones química representan o no reacciones Redox.



Parte 2:

Para cada una de las reacciones que has reconocido como "REDOX" (en el punto anterior), establece:

a. Las semirreacciones de oxidación y reducción y ¿Cuál es el agente reductor y cuál el agente oxidante?

Actividad 4: Verdadero y falso

Lee atentamente y luego responde las aseveraciones, anteponiendo una V si consideras que la información es verdadera y una F si la consideras falsa. Justifica las respuestas falsas.

Situación 1:

El dióxido de nitrógeno (NO_2) es un gas que deambula en los cielos de las ciudades contaminadas en calidad de latencia, es decir, se encuentra en concentraciones elevadas, pero que aún no sobrepasan la norma permitida, aunque su presencia gatilla la aparición de contaminantes secundarios considerados muy peligrosos para la vida del hombre, animales y plantas. La mayoría de los óxidos de nitrógeno generados por el hombre se producen por la oxidación de nitrógeno atmosférico presente en los procesos de combustión a altas temperaturas. El contaminante generado en forma primaria es el óxido de nitrógeno (NO), parte del cual rápidamente se cambia a NO_2 . Ambos óxidos, liberados a la atmósfera, participan activamente en un conjunto de reacciones fotoquímicas que, en presencia de hidrocarburos reactivos, generan ozono (O_3).

Situación 2:

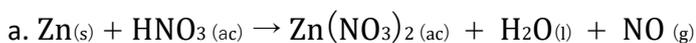
El peróxido de hidrógeno (H_2O_2) (conocido también como agua oxigenada) es un líquido incoloro a temperatura ambiente. Pequeñas cantidades de peróxido de hidrógeno gaseoso se producen naturalmente en el aire. El peróxido de hidrógeno es inestable y se descompone rápidamente a oxígeno y agua con liberación de calor. Aunque no es inflamable, es un agente oxidante potente que puede causar combustión espontánea cuando entra en contacto con materia orgánica.

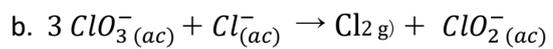
- ____ El E.O. del nitrógeno en el NO es -2
- ____ El E.O. del nitrógeno en el NO_2 es $+4$
- ____ Según la información proporcionada en el texto, la transformación NO a NO_2 corresponde a un proceso de oxidación.
- ____ En la transformación NO a NO_2 , el NO actúa como agente reductor.
- ____ En el peróxido de hidrógeno (agua oxigenada) el N.O. del oxígeno es -2
- ____ La descomposición del H_2O_2 en H_2 y O_2 , no es un proceso redox.
- ____ La oxidación en la descomposición del peróxido de hidrógeno corresponde al proceso que experimenta el hidrógeno.
- ____ El agente oxidante en la descomposición

Actividad 5: Balance ecuaciones Químicas

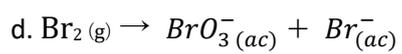
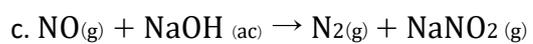
Establece el balance de las siguientes ecuaciones que describen reacciones de oxidación – reducción, aplicando el método ion – electrón, además, reconoce en cada caso el agente oxidante y el agente reductor.

Reacciones en ambiente ácido:





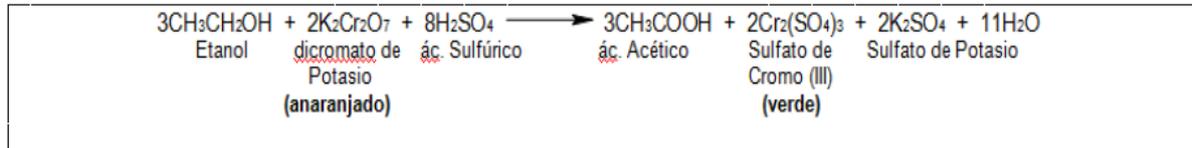
Reacciones en ambiente básico:





Actividad 6: La química del alcotest: analizador del aliento

En los controles policiales se utiliza un dispositivo para examinar el grado de alcohol en los conductores, cuyo fundamento químico es una reacción redox. El dispositivo toma una muestra del aliento del conductor; ella se introduce en el analizador de aliento, en el cual se trata con una disolución ácida de dicromato de potasio. El etanol en el aliento se convierte en ácido acético, según la siguiente ecuación química:



Referencia: "La química en acción", QUÍMICA- Raymond Chang

A partir de la información anterior y la ecuación química que representa el fenómeno:

- A) Determina el estado de oxidación de cada especie en la ecuación química del fenómeno.

$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} \rightarrow$	
$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow$	
$\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$	
$\text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow$	
$\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow$	
$\text{K}_2\text{SO}_4 \rightarrow$	
$\text{H}_2\text{O} \rightarrow$	

B) Escriba las semirreacciones redox del proceso e indican los cambios en los estados de oxidación desde los reactantes a los productos.

C) Identifique

Especie oxidada: _____

Especie reducida: _____

Agente oxidante: _____

Agente reductor: _____

D) Al revisar la ecuación anterior, notarán que algunas especies no participan en el proceso, es decir no presentan cambio en su estado de oxidación. ¿Por qué? ¿Cómo se denominan estas especies? ¿Cuál es su aporte en el fenómeno?

E) Ajustar las semirreacciones e indican el número de electrones intercambiados en cada sistema. (Balanceo con método ion-electrón)

F) Realice una representación macroscópica, es decir que es lo que se puede observar que sucede con esta reacción química. (Pista: Color)

G) Empleando el alcotest, ¿se puede establecer una relación entre los cambios físicos de la reacción y los estados de oxidación de los elementos químicos de las especies? ¿Por qué le sirve a la policía esa reacción?

H) Respecto de la reacción del alcotest, contestan las siguientes preguntas:

- a. ¿En qué medio se produce?
- b. ¿Cómo pueden identificar esta variable a partir de la reacción?
- c. ¿Influye este factor en el desarrollo y equilibrio del sistema redox?

I) Con respecto al medio ácido o básico del sistema, ¿afecta esta variable el rendimiento de la reacción?; es decir, ¿funcionará el alcotest?

J) A partir de la respuesta anterior, diseñan un modelo explicativo que describa el impacto del medio sobre el sistema anterior.
