Liceo Andrés Bello

Departamento de Ciencias

Prof. Daniela Navarro

|  |  |
| --- | --- |
| **Guía de autoaprendizaje “Balance de reacciones óxido-reducción”** | **Puntaje** **obtenido:** |
| **Nombre:** | **Curso:** 3° | **Fecha:** | **Nota:** |
| **Puntaje total:** 71 ptos.  | **% de exigencia: 60%** (4.0 = 28 ptos.) |

|  |
| --- |
| **Contenidos Unidad 1*** Estado de oxidación.
* Reacciones óxido-reducción.
* Balance de reacciones redox.

**Habilidades*** Definir, aplicar, argumentar.

**Objetivos de evaluación*** Elaborar un glosario de conceptos claves relacionados con las reacciones óxido-reducción.
* Aplica el método del número de oxidación para determinar las sustancias que se oxidan y reducen en una reacción redox que ocurre en los alcotest.
* Argumenta cuáles son los cambios físicos y químicos que permiten detectar la presencia de alcohol (etanol) en conductores utilizando un alcotest.
 |
| **Instrucciones*** Esta guía será corregida y calificada en dos instancias:
1. Las guías de autoaprendizaje serán corregidas y enviadas a tú mail con retroalimentaciones para que puedas mejorar tus respuestas.
2. Se fijará un plazo para entregar nuevamente estás guías, las cuales deberán incorporar las retroalimentaciones señaladas para la mejora de cada actividad.
* La guía se deberá desarrollar de forma individual.
* Si tienes consultas durante el desarrollo de la guía puedes realizarlas al mail: **daniela.navarro\_c@umce.cl** en el siguiente horario: 10:00 a las 14:00 y 15:00 a las 17:00 hrs.
* La guía deberá ser enviada en formato digital (documento Word – pdf – jpg.) a más tardar el **jueves 30 de abril a las 17:00 hrs.**
* El nombre de la guía y el asunto del correo deberá indicar: “nombre\_apellido\_curso”, por ejemplo: pedro\_contreras\_1D
 |

**CONTENIDOS**

* **ESTADO DE OXIDACIÓN**

El **estado de oxidación** (EO) o número de oxidación de un elemento es un número, entero positivo, negativo o cero, que describe la cantidad de electrones que un átomo puede ceder o aceptar (Ver imagen 1), total o parcialmente, al forman un ion o un enlace covalente. El estado de oxidación es positivo (+) cuando el átomo cede electrones y negativo cuando acepta electrones (-). Para determinar el estado de oxidación, es necesario considerar algunas reglas importantes:

1. **El estado de oxidación de todos los elementos puros es cero.** Por ejemplo, Al, Ni, Zn, Cu, He, Ne, H2, O2, etc.
2. **En un ion monoatómico el estado de oxidación es igual al número de electrones que ha cedido o aceptado**. Por ejemplo, el Li+, Na+ y K+ han cedido un electrón, entonces su número de oxidación es +1. En cambio, los iones F-, Cl- y Br- han aceptado un electrón, por lo tanto, su número de oxidación es -1.
3. **El estado de oxidación del oxígeno (O) es comúnmente -**2. Excepto en los peróxidos (por ejemplo, peróxido de oxígeno (H2O2)) que es -1 y en el difluoruro de oxígeno (F2O) que es +2.
4. **El número de oxidación del hidrógeno (H) es +1.** Excepto en los hidruros metálicos que es -1.
5. **El número de oxidación de ciertos elementos es casi siempre el mismo**.

+1 para los metales del grupo 1 de la tabla periódica.

+2 para los metales del grupo 2 de la tabla periódica.

-1 para los no metales del grupo 17 de la tabla periódica.

1. **La suma algebraica de los números de oxidación de todos los elementos que forman un compuesto debe ser igual a cero.**Por ejemplo, el número de oxidación del azufre (S) en el H2SO4, no se puede recurrir directamente a la tabla periódica, ya que este elemento tiene varios estados de oxidación. Sabiendo que el número de oxidación del hidrógeno (H) es +1 y del oxígeno (O) es –2, el número de oxidación del azufre (S) se calcula:

$$H\_{2}SO\_{4}$$

$$2∙(H)+1∙(S)+4∙(O)=0$$

$$2∙(+1)+1∙(S)+4∙(-2)=0$$

$$S=+6$$

1. **La suma algebraica de los números de oxidación de todos los elementos que forman un ion debe ser igual a su carga.**Por ejemplo, el número de oxidación del nitrógeno (N) en el NO3-, sabiendo que el número de oxidación del oxígeno (O) es –2, se calcula:

$$NO\_{3}^{-}$$

$$1∙(N)+3∙(O)=-1$$

$$1∙(N)+3∙(-2)=-1$$

$$N=+5$$



**Imagen 1**. Estados de oxidación de algunos elementos químicos.

* **REACCIONES ÓXIDO-REDUCCIÓN**

Las **reacciones óxido-reducción** (o redox) son aquellas en las que existe un intercambio parcial o total de electrones. La transferencia de electrones entre las especies que participan en una reacción redox da origen a dos semirreacciones, una de oxidación y otra de reducción.

* **Semirreacción de oxidación**: corresponde al proceso en donde una de las especies químicas que participa de la reacción redox pierde total o parcialmente electrones. Por ejemplo, la plata (Ag) en estado elemental tiene estado de oxidación 0 y al ceder un electrón forma el ion plata (Ag+), cuyo estado de oxidación es +1.

$$Ag\rightarrow Ag^{+}+1e^{-}$$

Como la plata (Ag) aumentó su estado de oxidación de 0 a +1, es una especie que se oxida.

* **Semirreacción de reducción**: corresponde al proceso en donde una de las especies químicas que participa de la reacción redox gana total o parcialmente electrones. Por ejemplo, el ion cobre (Cu2+) tiene estado de oxidación +2 y al aceptar dos electrones su estado de oxidación es 0, quedando en su forma elemental (Cu).

$$Cu^{2+}+2e^{-}\rightarrow Cu$$

Como el cobre (Cu) disminuyó su estado de oxidación de +2 a 0, es una especie que se reduce.

En una reacción de oxidación-reducción, la especie que se oxida (cede electrones) es aquella que provoca la reducción y se conoce con el nombre de **agente** **reductor**. En el ejemplo de la semirreacción de oxidación, la plata (Ag) es el agente reductor. De igual manera, la especie que se reduce (acepta electrones) es aquella que provoca la oxidación y se conoce con el nombre de **agente oxidante**. En el ejemplo de la semirreacción de reducción, el Cu2+ es el agente oxidante.

En algunas reacciones una misma sustancia puede actuar como agente oxidante y como agente reductor, en estos casos, las reacciones son denominadas **reacciones de dismutación.**

**Ejemplo**

La reacción de dismutación del peróxido de hidrógeno (H2O2), comercialmente llamado agua oxigenada:

$$2H\_{2}O\_{2(l)}\rightarrow 2H\_{2}O\_{(l)}+O\_{2(g)}$$

Donde las semirreacciones son:

**Semirreacción de oxidación**: $H\_{2}O\_{2}+2e^{-}\rightarrow 2H^{+}+O\_{2}$

En donde el oxígeno aumenta su estado de oxidación de -1 a 0.

**Semirreacción de reducción**:  $H\_{2}O\_{2}+2H^{+}\rightarrow 2H\_{2}O+2e^{-}$

En donde el oxígeno disminuye su estado de oxidación de -1 a -2.

Como el H2O2 se oxida y reduce, la misma especie actúa como agente oxidante y agente reductor, por lo que se trata de una reacción de dismutación.

* **BALANCE DE REACCIONES REDOX**

Todas las reacciones químicas deben cumplir con la **ley de conservación de la materia**, de manera que el número de átomos de los reactivos debe ser igual al número de átomos presentes en los productos. Si una ecuación química no cumple con esta ley puede ser ajustada o balanceada modificando los coeficientes estequiométricos de cada elemento o compuesto que participa en la reacción. El balance de una ecuación química que represente a una reacción óxido-reducción se puede realizar utilizando el **método del número de oxidación** o el método del ion-electrón. En esta ocasión explicaremos solo el primer método mencionado.

**Método del número de oxidación**: este método balancea reacciones de óxido-reducción a través de la comparación de los números de oxidación de los átomos cuando se oxidan o reducen. Con el siguiente ejemplo, se indicarán los pasos que se deben seguir para utilizarlo:

$$Ag\_{(s)}+ Cu(NO\_{3})\_{2(ac)}\rightarrow AgNO\_{3(ac) }+ Cu\_{(s)} $$

1. **Comprobar si la ecuación esta balanceada**. En los reactantes hay 1 átomo de plata, 1 átomo de cobre, 2 átomos de nitrógeno y 6 átomos de oxígeno. En los productos hay 1 átomo de plata, 1 átomo de cobre, 1 átomo de nitrógeno y 3 átomos de oxígeno, por consiguiente, la ecuación no está balanceada.
2. **Asignar el número de oxidación a cada uno de los átomos**. Para observar en detalle el intercambio de electrones en la reacción óxido-reducción, se debe escribir el número de oxidación de cada una de las sustancias que participa.

 **0** **+2 +5 -2 +1+5 -2 0**

$$Ag\_{(s)}+ Cu(NO\_{3})\_{2(ac)}\rightarrow AgNO\_{3(ac) }+ Cu\_{(s)}$$

1. **Identificar las sustancias que se oxidan y reducen**. Considerar la variación del número de oxidación de las especies para determinar cuál se oxida y cuál se reduce. Luego, plantear las semirreacciones de oxidación y reducción.

**Semirreacción de oxidación**$Ag^{0}\rightarrow Ag^{+}$

**Semirreacción de reducción**    $ Cu^{2+}\rightarrow Cu^{0}$

De estas dos semirreacciones se desprende que el agente reductor es Ag0 y que el agente oxidante es el Cu2+.

1. **Balancear la cantidad de átomos**. Se debe verificar que exista el mismo número de átomos a ambos lados de cada una de las semirreacciones, de lo contrario se añade un coeficiente numérico para igualarlos. En este caso, no es necesario agregar un coeficiente numérico ya que existe 1 átomo de plata en ambos lados de la semirreacción de oxidación y 1 átomo de cobre en ambos lados de la semirreacción de reducción.
2. **Determinar la cantidad de electrones aceptados y cedidos**. Para esto se debe balancear la carga añadiendo los electrones cedidos en la semirreacción de oxidación y los electrones aceptados en la semirreacción de reducción.

$Ag^{0}\rightarrow Ag^{+}+1e^{-}$

$$Cu^{2+}+2e^{-}\rightarrow Cu^{0}$$

1. **Ajustar la cantidad de electrones**. Se debe igualar la cantidad de electrones aceptados con los cedidos multiplicando cada semirreacción por un número que permita igualar la cantidad de electrones transferidos en ambas semirreacciones. En este caso, se multiplican ambas semirreacciones por dos.

$2Ag^{0}\rightarrow Ag^{+}+2e^{-}$

$$ Cu^{2+}+ 2e^{-}\rightarrow Cu^{0}$$

1. **Sumar las semirreacciones**. Una vez igualados los electrones se suman ambas semirreacciones para obtener la ecuación iónica global balanceada.

$2Ag^{0}\rightarrow 2Ag^{+}+2e^{-}$

$$ Cu^{2+}+2e^{-}\rightarrow Cu^{0} $$

Ecuación iónica

global balanceada $2Ag^{0}+ Cu^{2+}\rightarrow 2Ag^{+}+Cu^{0}$

1. **Reemplazar los coeficientes estequiométricos**. A partir de los coeficientes numéricos de la ecuación iónica global se establecen los coeficientes estequiométricos de cada una de las especies en la ecuación molecular global.

Ecuación molecular global $2Ag\_{(s)}+ Cu(NO\_{3})\_{2(ac)}\rightarrow 2AgNO\_{3(ac) }+ Cu\_{(s)}$

1. **Comprobar que la ecuación obtenida esta balanceada**. Para esto se debe contar la cantidad de átomos presentes en los elementos y compuestos de los reactantes y productos. Los átomos que no estén igualados se balancean por tanteo.

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| **Reactantes** | **Átomos de…** | **Productos** |
| 2 | **Ag** | 2 |
| 1 | **Cu** | 1 |
| 2 | **N** | 2 |
| 6 | **O** | 6 |

A partir de la tabla, se comprueba que la cantidad de átomos en reactantes es igual a la de los productos, por lo tanto, la ecuación balanceada es:

$$2Ag\_{(s)}+ Cu(NO\_{3})\_{2(ac)}\rightarrow 2AgNO\_{3(ac) }+ Cu\_{(s)}$$

**ACTIVIDADES**

Antes de comenzar, considera que para el desarrollo de las actividades será evaluada la redacción y ortografía (10 puntos máximo). Por cada error de redacción u ortografía se descontará 1 punto.

1. Define los siguientes conceptos claves (2 puntos cada una).

|  |  |
| --- | --- |
| **Concepto** | **Definición** |
| Estado de oxidación |  |
| Reacciones óxido-reducción |  |
| Semirreacción de oxidación |  |
| Semirreacción de reducción |  |
| Agente oxidante |  |
| Agente reductor |  |
| Reacción de dismutación |  |
| Ley de conservación de la materia |  |
| Método del número de oxidación |  |

1. Lee la siguiente información. Luego, responde.

En los controles policiales se utiliza un dispositivo, el alcotest, 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, el que 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 es convertido en ácido acético, según la siguiente ecuación química balanceada:

|  |
| --- |
| $$3 CH\_{3}CH\_{2}OH+2 K\_{2}Cr\_{2}O\_{7}+8 H\_{2}SO\_{4}\rightarrow 3 CH\_{3}COOH+2 Cr\_{2}(SO\_{4})\_{3}+2 K\_{2}SO\_{4}+11 H\_{2}O$$ |
| **etanol** | **dicromato de potasio** | **ácido sulfúrico** | **ácido acético** | **sulfato de cromo (III)** | **sulfato de potasio** | **agua** |
|  | (anaranjado) |  |  | (verde) |  |  |

A partir de la información anterior, realiza las siguientes actividades:

1. Demuestra que la ecuación química esta balanceada (2 puntos).

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| **Reactantes** | **Átomos de…** | **Productos** |
|  | **C** |  |
|  | **H** |  |
|  | **O** |  |
|  | **K** |  |
|  | **Cr** |  |
|  | **S** |  |

1. Asigna el **número de oxidación a cada uno de los átomos** que participan de la reacción química (7 puntos). Escribir el número oxidación sobre cada átomo.

|  |
| --- |
| $$3 CH\_{3}CH\_{2}OH+2 K\_{2}Cr\_{2}O\_{7}+8 H\_{2}SO\_{4}\rightarrow 3 CH\_{3}COOH+2 Cr\_{2}(SO\_{4})\_{3}+2 K\_{2}SO\_{4}+11 H\_{2}O$$ |

1. Identifica las sustancias que se oxidan y reducen, y responde, ¿Todos los compuestos participan de la reacción redox? ¿Por qué? ¿Cuál crees que es su función? (4 puntos).

|  |
| --- |
|  |

1. Escribe las semirreacciones de oxidación y reducción. Indicando el agente reductor y agente oxidante (4 puntos).

|  |  |
| --- | --- |
| **Semirreacción de oxidación** |  |
| **Semirreacción de reducción** |  |
| **Agente reductor** |  | **Agente oxidante** |  |

1. Balancea la cantidad de átomos en cada semirreacción (4 puntos).

|  |  |
| --- | --- |
| **Semirreacción de oxidación** |  |
| **Semirreacción de reducción** |  |

1. Determina la cantidad de electrones aceptados y cedidos de cada semirreacción (4 puntos).

|  |  |
| --- | --- |
| **Semirreacción de oxidación** |  |
| **Semirreacción de reducción** |  |

1. Balancea la cantidad de electrones en cada semirreacción (4 puntos).

|  |  |
| --- | --- |
| **Semirreacción de oxidación** |  |
| **Semirreacción de reducción** |  |

1. Plantea la ecuación iónica global balanceada (4 puntos).

|  |
| --- |
| **Ecuación iónica global balanceada** |
|  |

1. Plantea la ecuación molecular global balanceada (4 puntos).

|  |
| --- |
| **Ecuación molecular global balanceada** |
|  |

1. Comprueba que la ecuación obtenida esta balanceada (2 puntos).

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| **Reactantes** | **Átomos de…** | **Productos** |
|  | **C** |  |
|  | **H** |  |
|  | **O** |  |
|  | **K** |  |
|  | **Cr** |  |
|  | **S** |  |

1. Empleando el alcotest, ¿Cuál es el cambio físico que permite detectar la presencia de etanol en los conductores? ¿Cuál es el cambio químico que permite detectarlo? Argumenta tu respuesta (4 puntos).

|  |
| --- |
|  |

**PAUTA DE EVALUACIÓN**

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| **Indicadores de evaluación** | **Puntaje** | **Puntaje obtenido** |
| Define los conceptos claves de forma clara basándose en los contenidos de la asignatura. | 18 |  |
| Comprueba el balance de la ecuación química al inicio y final del proceso. | 4 |  |
| Determina los estados de oxidación de todos los átomos que participan en la reacción. | 7 |  |
| Identifica y explica cuáles son las sustancias que se oxidan y reducen. | 4 |  |
| Plantea las semirreacciones de oxidación y reducción. | 4 |  |
| Iguala la cantidad de átomos en cada semirreacción. | 4 |  |
| Calcula la cantidad de electrones aceptados y cedidos en cada semirreacción. | 4 |  |
| Iguala la cantidad de electrones aceptados y cedidos. | 4 |  |
| Escribe la ecuación iónica global balanceada. | 4 |  |
| Escribe la ecuación molecular global balanceada. | 4 |  |
| Plantea evidencias para demostrar cuáles son los cambios que ha sufrido la materia durante el proceso del alcotest que permiten detectar la presencia de etanol. | 4 |  |
| El desarrollo de la actividad no presenta errores ortográficos ni de redacción. | 10 |  |
| **Puntaje máximo = 71**  |  |