

GUÍA DE ESTUDIO

REACCIONES REDOX

Elaborado por: Lic. Raúl Hernández Mazariegos

Si desea comprobar sus resultados al balancear las reacciones, puede usar la siguiente aplicación:

<http://www.guatequimica.com/AjustadorReacciones/AjustadorEcuaciones.html>

1. Defina los siguientes términos:

- a) Oxidación
- b) Reducción
- c) Número o estado de oxidación
- d) Valencia
- e) Electrones transferidos
- f) Agente oxidante
- g) Agente reductor

2. Defina la *oxidación* en términos de lo siguiente:

- a) Átomos de oxígeno ganados o perdidos
- b) Átomos de hidrógeno ganados o perdidos
- c) Electrones ganados o perdidos
- d) Cambio en el número de oxidación

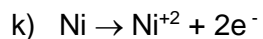
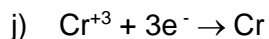
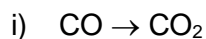
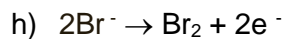
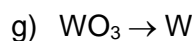
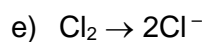
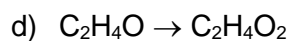
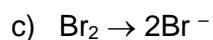
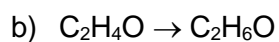
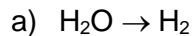
3. Defina la *reducción* en términos de lo siguiente:

- a) Átomos de oxígeno ganados o perdidos
- b) Átomos de hidrógeno ganados o perdidos

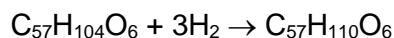
c) Electrones ganados o perdidos

d) Cambio de número de oxidación

4. Las “ecuaciones” siguientes representan sólo una parte de una reacción química. Con respecto a cada reactivo indicado, señala si se oxida o se reduce.

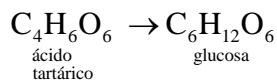


5. Los aceites vegetales insaturados reaccionan con el hidrógeno y forman grasas saturadas. Una reacción representativa es la siguiente:



¿se oxida o se reduce el aceite insaturado?

6. Las uvas verdes son excepcionalmente agrias debido a una alta concentración de ácido tartárico. Conforme las uvas maduran, este compuesto se transforma en glucosa:



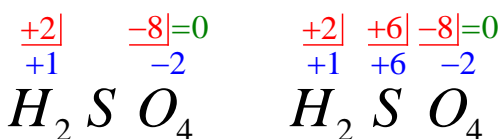
¿Se oxida o se reduce el ácido tartárico?

Cálculo del número de oxidación

1. ¿Cuál es el número de oxidación del azufre en el H_2SO_4 ?

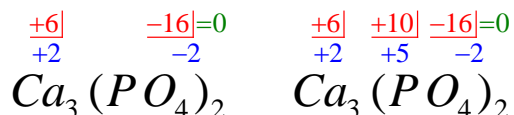
- El número de oxidación del hidrógeno es +1, y hay dos átomos de hidrógeno.
- El número de oxidación del oxígeno es -2, y hay cuatro átomos de oxígeno.
- A partir de esto hay que calcular el número de oxidación del elemento central, el S. Como la suma algebraica de los número de oxidación debe ser igual a cero, el azufre vale +6.

$$\begin{aligned} 2(+1) + 4(-2) + x &= 0 \\ -6 - x &= 0 \\ x &= +6 \end{aligned}$$



2. ¿Cuál es el número de oxidación del fósforo en el $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$?

- El número de oxidación del calcio es +2, y hay tres átomos de calcio.
- El número de oxidación del oxígeno es -2, y hay cuatro átomos de oxígeno.
- A partir de esto hay que calcular el número de oxidación del elemento central, el P. Como la suma algebraica de los número de oxidación debe ser igual a cero, la suma para el fósforo es +10, pero como son dos fósforos por el paréntesis, el +10 se divide entre 2 y da por resultado +5.



3. ¿Cuál es el número de oxidación del cromo en el $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$?

- El número de oxidación del oxígeno es -2, y hay siete átomos de oxígeno.
- Sea x el número de oxidación del cromo. La suma debe ser -2
- Por lo que la suma para el cromo es +12, que luego se divide entre 2 porque son dos cromos.
- El valor final para el cromo es +6

$$\begin{aligned} 2x + 7(-2) &= -2 \\ 2x &= +12 \\ x &= +6 \end{aligned}$$



7. Indique el número de oxidación del:

- B en el B_2O_3

b) C en el $\text{C}_2\text{O}_4^{-2}$

c) S en el S_8

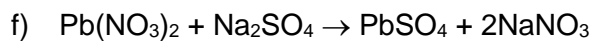
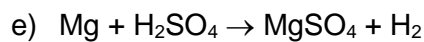
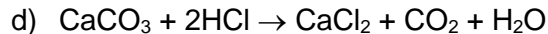
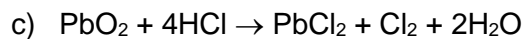
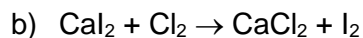
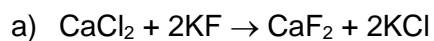
d) Cl en el ClO_4^-

e) S en el K_2S

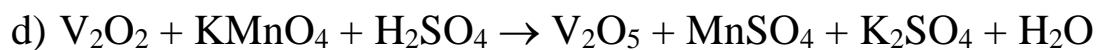
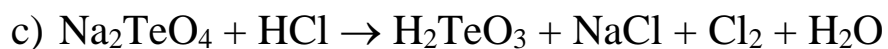
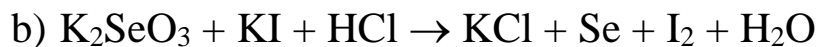
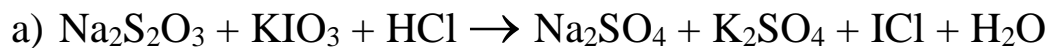
f) Mn en el MnO_4^-

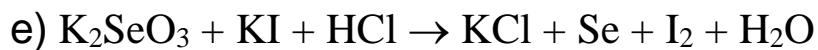
g) P en el $\text{K}_2\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_7$

8. ¿Cuáles de las siguientes son reacciones redox?

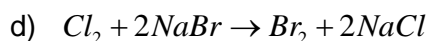
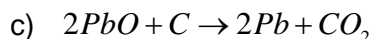
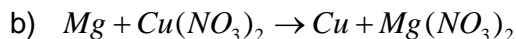


9. Escriba el estado de oxidación para cada elemento en las siguientes reacciones:

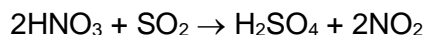




10. Escriba las letras AO debajo del agente oxidante y AR debajo del agente reductor en las siguientes ecuaciones:



11. Dada la reacción



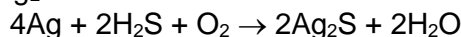
- a) ¿Qué elemento se oxida?
- b) ¿Qué elemento se reduce?
- c) ¿Cuál es el agente oxidante?
- d) ¿Cuál es el agente reductor?

12. Cuando se pone cobre metálico en ácido nítrico concentrado, el líquido adquiere una coloración verde y se desprende dióxido de nitrógeno gaseoso de color ámbar.



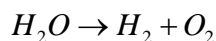
- a) ¿Qué elemento se oxida?
- b) ¿Qué elemento se reduce?
- c) ¿Cuál es el agente oxidante?
- d) ¿Cuál es el agente reductor?

13. Los objetos de plata que entran en contacto con huevo se manchan. La descomposición de las proteínas del huevo produce sulfuro de hidrógeno, H_2S , que reacciona con la plata de acuerdo con la reacción que sigue para formar sulfuro de plata, Ag_2S .

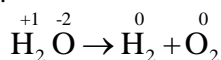


- a) ¿Qué sustancia se oxida?
- b) ¿Cuál es el agente oxidante?

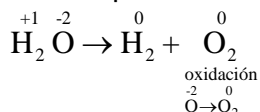
Ejemplo 1 para ajustar una reacción redox por el método de la variación en el estado de oxidación:



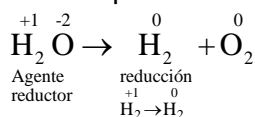
- ➡ Lo primero es escribir los estados de oxidación.



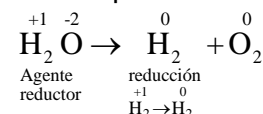
- ➡ Determine quién se oxida, observando quién aumenta su número o estado de oxidación.



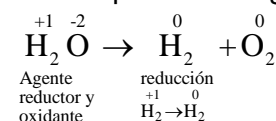
- ➡ Determine quién es el agente reductor



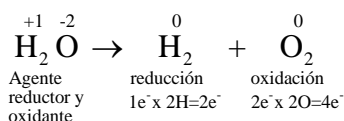
- ➡ Determine quién se reduce, observando quién disminuye su estado de oxidación.



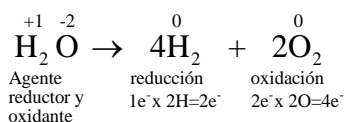
- ➡ Determine quién es el agente oxidante



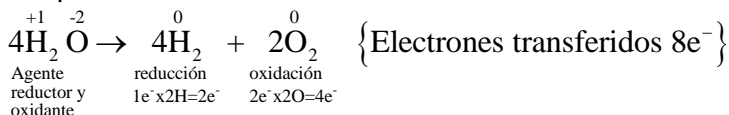
- ➡ Determine el número de electrones perdidos en la oxidación y el número de electrones ganados en la reducción.



- ➡ Cruce estos dos valores. Estos los primeros dos coeficientes.



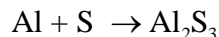
- ➡ Ajuste por tanteo el resto de sustancias.



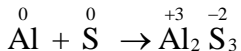
- ➡ Finalmente, simplifique los coeficientes ya que todos son divisibles entre 2.



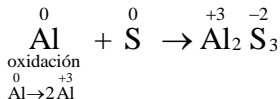
Ejemplo 2 para ajustar una reacción redox por el método de la variación en el estado de oxidación:



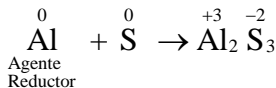
- Lo primero es escribir los estados de oxidación.



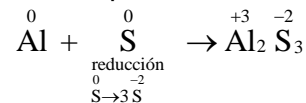
- Determine quién se oxida, observando quién aumenta su número o estado de oxidación.



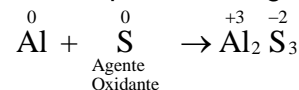
- Determine quién es el agente reductor



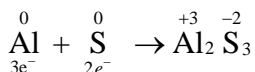
- Determine quién se reduce, observando quién disminuye su estado de oxidación.



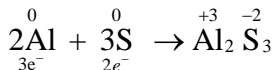
- Determine quién es el agente oxidante



- Determine el número de electrones perdidos en la oxidación y el número de electrones ganados en la reducción.



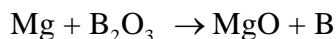
- Cruce estos dos valores. Estos los primeros dos coeficientes.



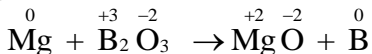
- Ajuste por tanteo el resto de sustancias.



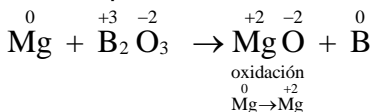
Ejemplo 3 para ajustar una reacción redox por el método de la variación en el estado de oxidación:



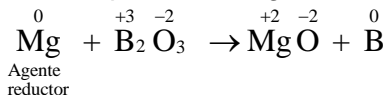
- Lo primero es escribir los estados de oxidación.



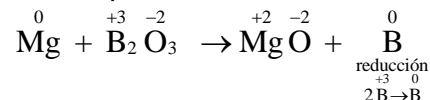
- Determine quién se oxida, observando quién aumenta su número o estado de oxidación.



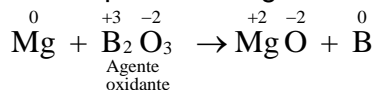
- Determine quién es el agente reductor



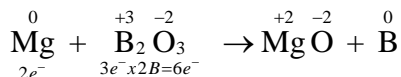
- Determine quién se reduce, observando quién disminuye su estado de oxidación.



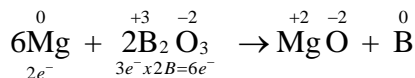
- Determine quién es el agente oxidante



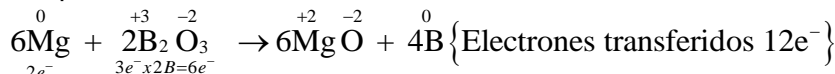
- Determine el número de electrones perdidos en la oxidación y el número de electrones ganados en la reducción.



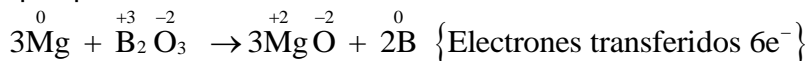
- Cruce estos dos valores. Estos los primeros dos coeficientes.



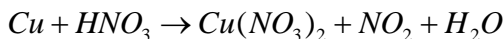
- Ajuste por tanteo el resto de sustancias.



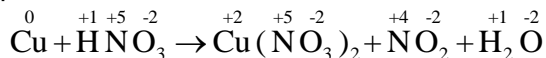
- Simplifique dividiendo entre 2



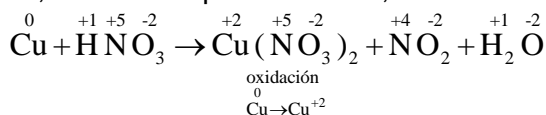
Ejemplo 4 para ajustar una reacción redox por el método de la variación en el estado de oxidación:



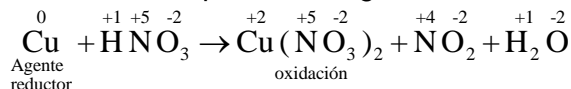
- Lo primero es escribir los estados de oxidación.



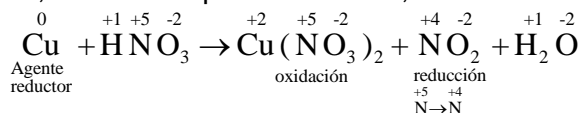
- Ahora, determine quién se oxida, observando quién aumenta su número o estado de oxidación.



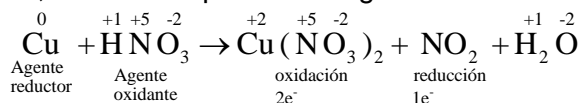
- Ahora, determine quién es el agente reductor.



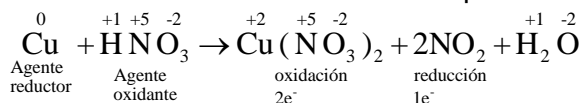
- Ahora, determine quien se reduce, observando quién disminuye su estado de oxidación.



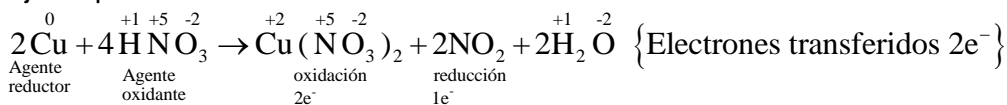
- Ahora, determine quién es el agente oxidante.



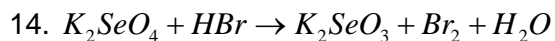
- Cruce estos dos valores. Estos los primeros dos coeficientes.



- Ajuste por tanteo el resto de sustancias.



Ajuste las siguientes reacciones e indique que elemento se oxida, se reduce, agente oxidante, agente reductor y el número de electrones transferidos:



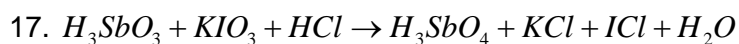
- a) Estados de oxidación:
- b) Elemento que se oxida:
- c) Elemento que se reduce:
- d) Agente oxidante:
- e) Agente reductor:
- f) Electrones transferidos:



- a) Estados de oxidación:
- b) Elemento que se oxida:
- c) Elemento que se reduce:
- d) Agente oxidante:
- e) Agente reductor:
- f) Electrones transferidos:

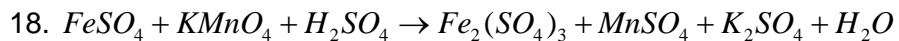


- a) Estados de oxidación:
- b) Elemento que se oxida:
- c) Elemento que se reduce:
- d) Agente oxidante:
- e) Agente reductor:
- f) Electrones transferidos:

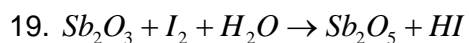


- g) Estados de oxidación:
- h) Elemento que se oxida:

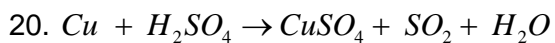
- i) Elemento que se reduce:
- j) Agente oxidante:
- k) Agente reductor:
- l) Electrones transferidos:



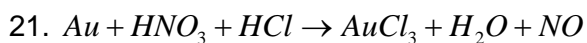
- a) Estados de oxidación:
- b) Elemento que se oxida:
- c) Elemento que se reduce:
- d) Agente oxidante:
- e) Agente reductor:
- f) Electrones transferidos:



- a) Estados de oxidación:
- b) Elemento que se oxida:
- c) Elemento que se reduce:
- d) Agente oxidante:
- e) Agente reductor:
- f) Electrones transferidos:



- a) Estados de oxidación:
- b) Elemento que se oxida:
- c) Elemento que se reduce:
- d) Agente oxidante:
- e) Agente reductor:
- f) Electrones transferidos:



- a) Estados de oxidación:

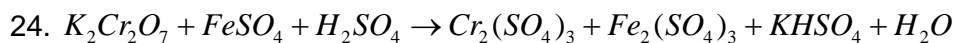
- b) Elemento que se oxida:
- c) Elemento que se reduce:
- d) Agente oxidante:
- e) Agente reductor:
- f) Electrones transferidos:



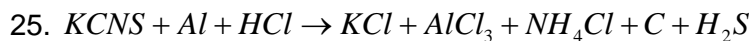
- a) Estados de oxidación:
- b) Elemento que se oxida:
- c) Elemento que se reduce:
- d) Agente oxidante:
- e) Agente reductor:
- f) Electrones transferidos:



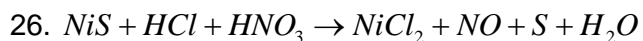
- a) Estados de oxidación:
- b) Elemento que se oxida:
- c) Elemento que se reduce:
- d) Agente oxidante:
- e) Agente reductor:
- f) Electrones transferidos:



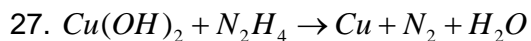
- a) Estados de oxidación:
- b) Elemento que se oxida:
- c) Elemento que se reduce:
- d) Agente oxidante:
- e) Agente reductor:
- f) Electrones transferidos:



- a) Estados de oxidación:
- b) Elemento que se oxida:
- c) Elemento que se reduce:
- d) Agente oxidante:
- e) Agente reductor:
- f) Electrones transferidos:



- a) Estados de oxidación:
- b) Elemento que se oxida:
- c) Elemento que se reduce:
- d) Agente oxidante:
- e) Agente reductor:
- f) Electrones transferidos:



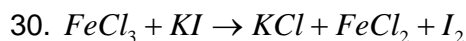
- a) Estados de oxidación:
- b) Elemento que se oxida:
- c) Elemento que se reduce:
- d) Agente oxidante:
- e) Agente reductor:
- f) Electrones transferidos:



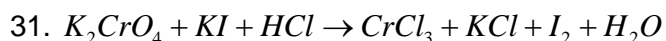
- a) Estados de oxidación:
- b) Elemento que se oxida:
- c) Elemento que se reduce:
- d) Agente oxidante:
- e) Agente reductor:
- f) Electrones transferidos:



- a) Estados de oxidación:
- b) Elemento que se oxida:
- c) Elemento que se reduce:
- d) Agente oxidante:
- e) Agente reductor:
- f) Electrones transferidos:



- a) Estados de oxidación:
- b) Elemento que se oxida:
- c) Elemento que se reduce:
- d) Agente oxidante:
- e) Agente reductor:
- f) Electrones transferidos:



- a) Estados de oxidación:
- b) Elemento que se oxida:
- c) Elemento que se reduce:
- d) Agente oxidante:
- e) Agente reductor:
- f) Electrones transferidos:

32. De la sección de **Química verde** sobre las pilas combustible para producir energía limpia para el futuro de la página 221 del libro de Química, Química General, Orgánica y Biológica de Karen Timberlake cuarta edición, responda la siguiente:

- a) ¿Cuál es la reacción global en la celda de combustible hidrógeno-oxígeno?

b) Haga un dibujo de la celda de combustible.

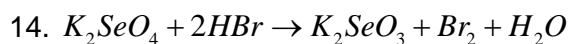
c) Escriba la reacción de oxidación que se lleva a cabo.

d) Escriba la reacción de reducción que se lleva a cabo.

e) ¿Por qué existe tanto interés en el desarrollo de estas celdas?

33. Elabore un mapa conceptual de esta unidad.

RESPUESTAS



a) Estados de oxidación: $\overset{+1}{K} \overset{+6}{Se} \overset{-2}{O}_4 + \overset{+1}{H} \overset{-1}{Br} \rightarrow \overset{+1}{K} \overset{+4}{Se} \overset{-2}{O}_3 + \overset{0}{Br}_2 + \overset{+1}{H} \overset{-2}{O}$

b) Elemento que se oxida: Br

c) Elemento que se reduce: Se

d) Agente oxidante: K_2SeO_4

e) Agente reductor: HBr

f) Electrones transferidos: $2e^-$



a) Estados de oxidación: $\overset{+1}{K} \overset{+7}{Mn} \overset{-2}{O}_4 + \overset{+1}{H} \overset{-1}{Cl} \rightarrow \overset{+2}{Mn} \overset{-1}{Cl}_2 + \overset{0}{Cl}_2 + \overset{+1}{K} \overset{-1}{Cl} + \overset{+1}{H} \overset{-2}{O}$

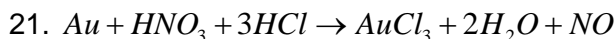
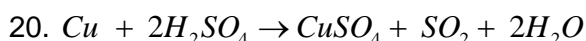
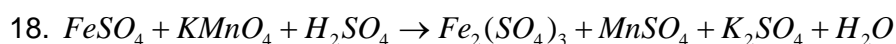
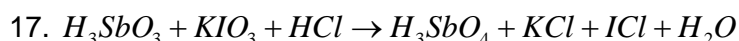
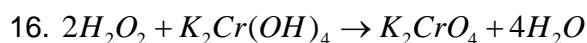
b) Elemento que se oxida: Cl

c) Elemento que se reduce: Mn

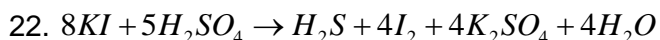
d) Agente oxidante: $KMnO_4$

e) Agente reductor: HCl

f) Electrones transferidos: $10e^-$



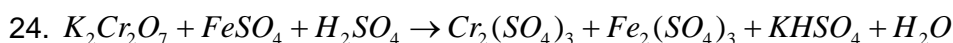
e) Agente reductor: Au



d) Agente oxidante: H_2SO_4



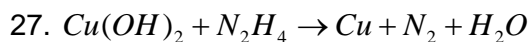
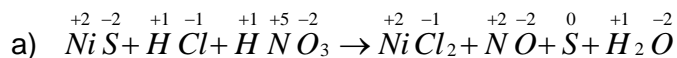
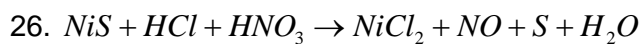
b) Elemento que se oxida: Ce



c) Elemento que se reduce: Cr



e) Agente reductor: Al



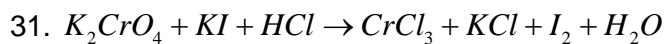
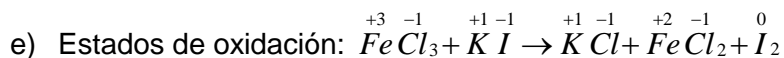
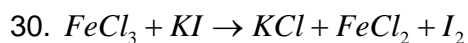
b) Elemento que se oxida: N



c) Elemento que se reduce: I



d) Agente oxidante: HNO₃



e) Agente reductor: KI