

Capítulo

18

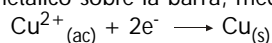
REACCIONES QUÍMICAS II



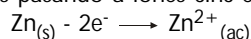
En el año 2000 se celebra el bicentenario de la primera pila eléctrica: la pila de Volta. El 20 de Marzo del año 1800, Alessandro Volta comunica por carta al presidente de la Royal Society de Londres la primera noticia de su invento: la «pila a columna» (conocida hoy en día como «pila de Volta»). Posteriormente, en el año 1801, Volta, a requerimiento de Napoleón, presenta en París su invento y lee su Disertación sobre la identidad del fluido eléctrico con el galvánico. Napoleón, en reconocimiento a sus aportaciones científicas, le otorgó el título de Conde, nombrándole además Senador del Reino.

Método de óxido - reducción (rédox)

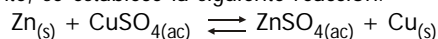
Las reacciones rédox son aquellas en las que se produce transferencia de electrones de una especie a otra. Por ejemplo, si introducimos una lámina de cinc en una disolución de sulfato cúprico, espontáneamente se produce, al cabo de poco tiempo, un depósito de cobre metálico sobre la barra, mediante ganancia de electrones:



Los átomos de cinc transfieren los dos electrones pasando a iones cinc en disolución.



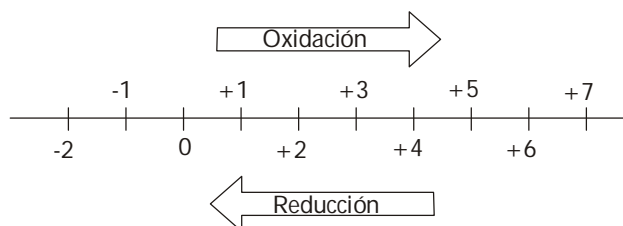
Como el proceso ocurre simultáneamente, se establece la siguiente reacción.



Oxidación: Es un cambio químico en el cuál un átomo pierde electrones, aumentando así su grado de oxidación.

Reducción: Es un cambio químico en el cuál un átomo gana electrones, disminuyendo así el grado de oxidación.

Los procesos rédox se verifican por los cambios en los grados de oxidación.



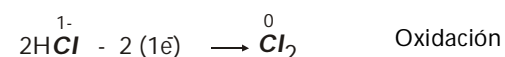
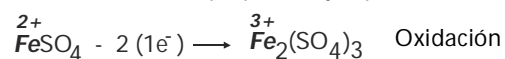
Oxidante: Es la sustancia responsable de causar la oxidación de otras, en razón, a que se reduce.

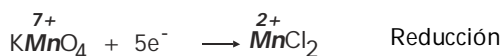
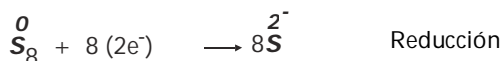
El oxidante se encuentra en la semireacción de reducción.

Reductor: Es la sustancia responsable de causar la reducción de otras, en razón a que se oxida.

El reductor se encuentra en la semireacción de oxidación.

A continuación, se proponen ejemplos de semireacciones de óxido - reducción.





El proceso de balance se lleva a cabo según las siguientes reglas:

- * Separar en semireacciones diferentes la oxidación y reducción. Sólo el elemento que cambia su grado de oxidación debe estar balanceado por simple inspección.
- * Determinar el número total de electrones transferidos en cada semireacción.
- * Igualar electrones ganados y perdidos y sume miembro a miembro ambas semireacciones.
- * En primera instancia, sólo los coeficientes obtenidos en el producto se transfieren a la ecuación original ajustando el resto por simple inspección. Si el tanteo resulta tedioso, repetir el proceso transfiriendo los coeficientes del reaccionante.

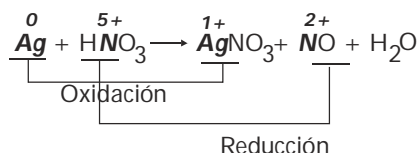
PROBLEMA RESUELTO

Balancear la siguiente reacción y determinar la relación molar: $\frac{\text{Oxidante}}{\text{Reductor}}$

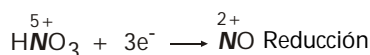
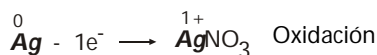


Solución:

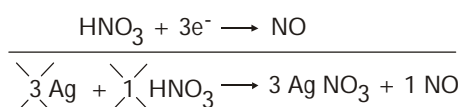
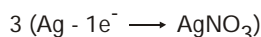
Determinar qué átomos han verificado cambios en sus grados de oxidación, indicativo de la ocurrencia de procesos rédox.



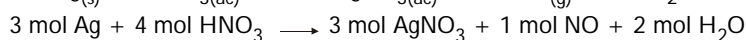
Separar en semireacciones diferentes la oxidación y reducción:



Igualar electrones ganados y perdidos y sumar ambas semireacciones.



Sólo se transfieren los coeficientes del producto, terminando el balance por tanteo.



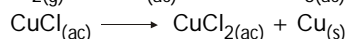
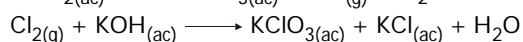
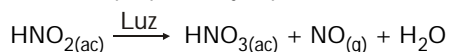
Elemento oxidado : plata \rightarrow oxidante: HNO_3

Elemento reducido : nitrógeno \rightarrow reductor : Ag

Respuesta: Relación molar : $\frac{\text{OXIDANTE}}{\text{REDUCTOR}} = \frac{4}{3}$

REACCIÓN DE DESPROPORCIÓN: Denominadas también reacciones de dismutación o auto óxido-reducción. Son aquellas reacciones en las que la misma sustancia se oxida y se reduce simultáneamente.

A continuación, se proponen ejemplos de reacciones de desproporción.



COMENTARIOS

- * En reacciones rédox entre metal y no metal, el primero siempre actúa como reductor y el segundo como oxidante.
- * Cuando más fácilmente un átomo, ion o molécula ceda sus electrones, tanto mayor es su capacidad reductora, es decir, es un reductor más fuerte.
- * Cuando más fácilmente un átomo, ion o molécula gana electrones, tanto mayor es su capacidad como oxidante.
- * Las reacciones rédox no sólo contienen al oxidante y al reductor. Además contienen las sustancias que se forman a partir de ellos. La sustancia formada por la oxidación del reductor se denomina forma oxidada (del reductor), la sustancia que se produce por la reducción del oxidante se denomina forma reducida (del oxidante).

Los principios de óxido-reducción son la base de estos métodos sencillos y sistemáticos, de balance de ecuaciones. Cuando el estudiante haya adquirido experiencia, será capaz de predecir alguno o todos los productos si recuerda hechos como los siguientes:

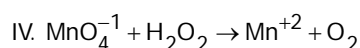
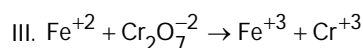
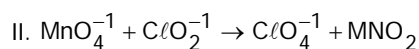
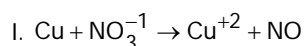
- * La reducción de halógenos, X_2 , conduce a la formación del ión halogenuro, X^- .
- * Si oxida un metal que presenta un solo grado de oxidación positivo, el producto es obvio, el ión positivo.
- * Las reducciones de HNO_3 concentrado llevan a NO_2 y las reducciones de HNO_3 diluido conducen a NO ; en algunos casos a N_2 , NH_4^+ , etc. según el agente reductor usado.
- * El MnO_4^- , se reduce a Mn^{2+} en soluciones ácidas; en soluciones neutras o alcalinas se reduce a MnO_2 , $MnO(OH)_2$.
- * La reducción de un peróxido conduce a H_2O u OH^- ; la oxidación conduce a O_2 .
- * El $Cr_2O_7^{2-}$ reduce a Cr^{3+} en medio ácido.

PROBLEMAS PROPUESTOS

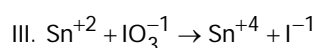
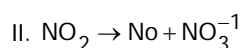
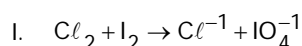
01. Indicar en cada caso, si es oxidación o reducción y colocar el número de electrones ganados o perdidos.
- * $\text{Fe}^{+2} \rightarrow \text{Fe}^{+3}$
 - * $\text{Cu}^0 \rightarrow \text{Cu}^{+1}$
 - * $\text{Ag}^{+1} \rightarrow \text{Ag}^0$
 - * $\text{Cl}^{+5} \rightarrow \text{Cl}^{+3}$
 - * $\text{Cl}_2 \rightarrow \text{Cl}^{-1}$
 - * $\text{Fe}^{+2} \rightarrow \text{Fe}^0$
 - * $\text{N}^{+4} \rightarrow \text{N}^{+2}$
 - * $\text{S}^{+2} \rightarrow \text{S}^{+6}$
02. En la reacción: $\text{CO} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$
el número de oxidación del carbono cambia de:
- a) +2 a +1 b) +4 a +1 c) +2 a +4
d) +4 a +2 e) N.A.
03. En la reacción:
 $\text{HNO}_3 + \text{Ag} \rightarrow \text{AgNO}_3 + \text{NO}$
el número de oxidación del nitrógeno cambia de:
- a) +2 a +1 b) +2 a +5 c) +4 a +1
d) +5 a +4 e) +5 a +2
04. Señale el agente oxidante en la reacción:
 $\text{P} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- a) P b) H_2SO_4 c) H_3PO_4
d) SO_2 e) H_2O
05. Señale la forma oxidada en la reacción:
 $\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{NO} + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$
- a) HNO_3 b) H_2S c) NO
d) S e) H_2O
06. En la reacción: $\text{Fe} + \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{Cu}$
¿Cuál es la sustancia que ha sido oxidada?
- a) Fe b) CuCl_2 c) FeCl_2
d) Cu e) N.A.
07. En la siguiente ecuación:
 $\text{NaI} + \text{NaIO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- a) El sodio se reduce.
b) El azufre se oxida.
c) El yodo se oxida.
d) El yodo se reduce.
e) c y d.
08. Completar la siguiente semireacción indicando el número de electrones que se transfieren.
 $\text{P}_4 \rightarrow \text{P}^{-3}$
- a) 12e^- b) 3 c) 6
d) 8 e) 4
09. ¿Cuál es el agente oxidante en la siguiente reacción?
 $\text{Al} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Cu}$
- a) Al b) CuSO_4 c) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
d) Cu e) Al y Cu
- * Balancear las siguientes ecuaciones por el método **redox** e indicar el agente oxidante y agente reductor:
10. $\text{SO}_2 + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}$
11. $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
12. $\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MgSO}_4 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$
13. $\text{Cl}_2 + \text{Br}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{KCl} + \text{HBrO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
14. $\text{K} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$
15. $\text{S} + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{S} + \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
16. $\text{KMnO}_4 + \text{NO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{NO}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
17. $\text{KNO}_2 + \text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{KNO}_3$
18. $\text{NaI} + \text{NaIO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
19. $\text{HCl} + \text{KMnO}_4 \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
20. $\text{NaI} + \text{KMnO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \text{I}_2 + \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{NaOH}$
21. $\text{N}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{NH}_3$
22. Indicar el número de oxidación del yodo en el peryodato plúmbico.
- a) +1 b) +3 c) +5
d) +7 e) +4
23. El número de oxidación del nitrógeno, del cloro y cromo en los componentes es :
- Ca_3N_2 $\text{H}_4\text{Cl}_2\text{O}_9$ $\text{Ag}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
- a) 1-, 5+, 6+ b) 3-, 7+, 3+ c) 3+, 3+, 5+
d) 2+, 5+, 6+ e) 3-, 7+, 6+

24. Calcule el estado de oxidación del fósforo en el $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$
- a) +2 b) +3 c) +4
d) +5 e) +6
25. Indicar el número de oxidación en :
- I. $\text{N}^{5+} \rightarrow \text{N}^{2+}$
II. $\text{x}^{1-} \rightarrow \text{x}^{3-}$
III. $\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{Cl}^{1-}$
IV. $\text{Mn}^{7+} \rightarrow \text{Mn}$
26. ¿Cuál de las siguientes semireacciones necesitó de un agente oxidante?
- a) $\text{Fe}^{+3} \rightarrow \text{Fe}^{+2}$ b) $\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{O}_2$
c) $\text{Na}^{+1} \rightarrow \text{Na}_{(s)}$ d) $\text{Ca}^{+2} \rightarrow \text{Ca}_{(s)}$
e) $\text{N}_2 \rightarrow \text{NH}_4^{+1}$
27. En la reacción redox cuál es el coeficiente del agente reductor:
- $$\text{Fe} + \text{O}_2 \rightarrow \text{FeO}$$
- a) 1 b) 3 c) 2
d) 14 e) 16
28. ¿Cuál es el agente oxidante en la reacción redox?
- $$\text{Cu} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$$
- a) Cu b) HNO_3 c) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$
d) NO_2 e) H_2O
29. En la síntesis de Haber-Bosch:
- $$\text{N}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{NH}_3$$
- ¿Qué proposición es correcta?
- a) El nitrógeno se oxida.
b) El hidrógeno se reduce.
c) El hidrógeno es dismutante.
d) El nitrógeno se reduce.
e) No hay transferencia de electrones.
30. En la siguiente reacción, ¿cuántos electrones pierde el elemento Sb, si :
- $$\text{Sb} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Sb}_2\text{O}_5 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$$
- a) 3e- b) 4 e- c) 5 e-
d) 6 e- e) 10 e-
31. Luego de balancear indique el coeficiente del oxidante:
- $$\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{NO} + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$$
- a) 1 b) 2 c) 3
d) 6 e) 7
32. Balancear la siguiente ecuación redox e indicar el número de electrones transferidos:
- $$\text{Sn} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{SnO}_2 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$$
- a) 1 b) 2 c) 3
d) 4 e) 5
33. ¿Qué sucede con el manganeso en la siguiente semireacción?
- $$\text{MnO}_4^- \rightarrow \text{Mn}^{+2}$$
- a) Se oxida.
b) Se reduce.
c) Se oxida y se reduce a la vez.
d) Pierde electrones.
e) No le sucede nada.
34. Determinar lo correcto en la siguiente reacción, oxidación, reducción:
- $$\text{MnO}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$$
- a) El oxígeno se oxida.
b) El manganeso se reduce.
c) El hidrógeno se oxida.
d) El oxígeno se reduce.
e) El agua se dismuta.
35. En la siguiente reacción química, ¿qué sustancia actúa como agente reductor?
- $$\text{CuO}_{(s)} + \text{NH}_{3(g)} \rightarrow \text{N}_{2(g)} + \text{Cu}_{(s)} + \text{H}_2\text{O}_{(g)}$$
- a) N_2 b) H_2O c) NH_3
d) CuO e) Cu
36. ¿Cuál de las reacciones no es redox?
- a) $\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$
b) $\text{H}_2 + \text{N}_2 \rightarrow \text{HN}_3$
c) $\text{Fe} + \text{O}_2 \rightarrow \text{FeO}$
d) $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$
e) $\text{Hg} + \text{O}_2 \rightarrow \text{HgO}$
37. Al balancear, indique : $\frac{\text{Coef. Reduct.}}{\text{Coef. Oxidante}}$
- $$\text{KMnO}_4 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$$
- a) 2/3 b) 1/5 c) 3/2
d) 5/1 e) 1/3

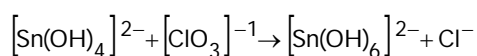
38. Indicar las oxidaciones y reducciones y en cada caso:



39. Indicar las oxidaciones y reducciones y en cada caso:



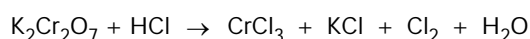
40. Indicar el cambio de oxidación del Sn:



Rpta: _____

41. Balancear la siguiente ecuación y hallar la relación

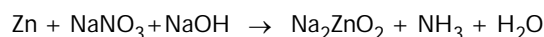
molar: $\frac{\text{oxidante}}{\text{reductor}} = \text{—}$



- a) 1/7 b) 7/1 c) 1/14
d) 14/1 e) 1/2

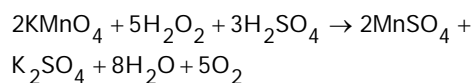
42. Balancear la siguiente ecuación y hallar la relación

molar: $\frac{\text{oxidante}}{\text{reductor}} = \text{—}$



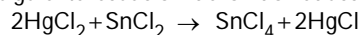
- a) 1/4 b) 4/1 c) 4/7
d) 7/4 e) 1/7

43. Respecto a la siguiente reacción química:



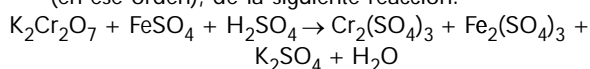
- a) MnSO_4 es el agente oxidante.
b) KMnO_4 es el agente reductor.
c) H_2SO_4 es el agente reductor.
d) H_2O_2 es el agente reductor.
e) O_2 es el agente reductor.

44. En la siguiente ecuación de óxido-reducción:



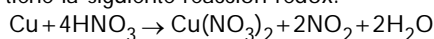
- a) El Hg se oxida y el Sn se reduce.
b) El Hg se oxida y el Cl y Sn se reducen.
c) El Sn se reduce y el Cl y Sn se oxidan.
d) El Hg se reduce y el Cl y Sn se oxidan.
e) El Hg se reduce y el Sn se oxida.

45. Determine los coeficientes del oxidante y el reductor (en ese orden), de la siguiente reacción:



- a) 6 y 1 b) 1 y 6 c) 3 y 6
d) 3 y 6 e) 1 y 3

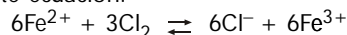
46. Se tiene la siguiente reacción redox:



¿Qué especie química es el agente oxidante?

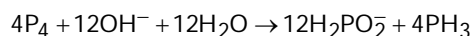
- a) Cu b) NO_3^{-1} c) H^{+1}
d) NO_2 e) H_2O

47. Diga usted qué afirmación es correcta referente a la siguiente ecuación:



- a) El gas cloro pierde electrones.
b) El Fe^{2+} es el agente oxidante.
c) El gas cloro es el agente reductor.
d) El Fe^{2+} gana electrones.
e) El gas cloro es el agente oxidante.

48. Se tiene la siguiente ecuación:



Señale la alternativa correcta:

- a) El P es sólo un agente reductor.
b) El OH^{-} es sólo un agente reductor.
c) El P es sólo un agente oxidante.
d) El OH^{-} es el agente oxidante.
e) El P se oxida y se reduce a la vez.

49. Para las siguientes semirreacciones de reducción en medio ácido, ¿qué número de electrones transferidos, no corresponde a la reacción?

Reacción de reducción N° de electrones transferidos

- a) $\text{MnO}_4^{-} \rightarrow \text{Mn}^{2+}$, 5
b) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \rightarrow \text{Cr}^{3+}$, 6

- c) $\text{IO}_3^- \rightarrow \text{I}^-$, 4
 d) $\text{SbO}^+ \rightarrow \text{Sb}$, 3
 e) $\text{NO}_3^- \rightarrow \text{NO}$, 3
50. ¿Qué reacción es de descomposición, implicando además un proceso redox?
- a) $\text{NaHCO}_3 \Rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 b) $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3 \Rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + \text{CO}_2$
 c) $\text{Ba}(\text{ClO}_3)_2 \Rightarrow \text{BaCl}_2 + \text{O}_2$
 d) $\text{CaCO}_3 \Rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$
 e) $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 \Rightarrow \text{NH}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
51. Identifique un reacción redox:
- a) $\text{ZnO}_{(s)} + \text{HCl}_{(ac)} \Rightarrow \text{ZnCl}_{2(ac)} + \text{H}_2\text{O}_{(liq)}$
 b) $\text{CuO}_{(s)} + \text{HCl}_{(ac)} \Rightarrow \text{CuCl}_{2(ac)} + \text{H}_2\text{O}_{(liq)}$
 c) $\text{N}_2\text{O}_{3(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(liq)} \Rightarrow \text{HNO}_{2(ac)}$
 d) $\text{Cl}_{2(g)} + \text{NaBr}_{(ac)} \Rightarrow \text{NaCl}_{(ac)} + \text{Br}_{2(liq)}$
 e) $\text{NH}_4\text{Cl}_{(s)} \Rightarrow \text{NH}_{3(g)} + \text{HCl}_{(g)}$
52. Balancear la siguiente ecuación y hallar la relación molar: $\frac{\text{oxidante}}{\text{reductor}} = \text{---}$
- $$\text{Cu} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$$
- a) 3/4 b) 4/3 c) 8/3
 d) 3/2 e) 3/8
53. Equilibrar la ecuación de la oxidación del cobre con el HNO_3 .
- $$a\text{CuS} + b\text{HNO}_3 \rightarrow c\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + d\text{NO}_2 + e\text{H}_2\text{O} + f\text{S}$$
- Indique el coeficiente incorrecto:
- a) a=1 b) b=4 c) c=1
 d) d=1 e) e=2
54. ¿Cuál de las reacciones, que se escriben a continuación, es una reacción de oxidación-reducción?
- a) $\text{NH}_{3(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{NH}_{4(ac)}^{+1} + \text{OH}_{(ac)}^{-1}$
 b) $\text{Ag}_{(ac)}^{+1} + \text{Cl}_{(ac)}^{-1} \rightarrow \text{AgCl}_{(s)}$
 c) $\text{CH}_3\text{OH}_{(l)} + \text{Na}_{(s)} \rightarrow \text{CH}_3\text{O}_{(sol)}^{-1} + \text{Na}_{(sol)}^{+1} + \frac{1}{2}\text{H}_{2(s)}$
 d) $\text{NaCl}_{(s)} \rightarrow \text{Na}_{(ac)}^{+1} + \text{Cl}_{(ac)}^{-1}$
 e) $\text{HCl}_{(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{H}_3\text{O}_{(ac)}^{+1} + \text{Cl}_{(ac)}^{-1}$
- Donde: g=gas; l=líquido; ac=disuelto en agua; s=sólido; sol = en disolución.
 Nota: Las reacciones A, B, D y E ocurren en medio acuoso y la reacción C en $\text{CH}_3\text{OH}_{(l)}$.
55. Respecto a la siguiente reacción balanceada:

$$\text{XAg} + 4\text{HNO}_3 \Rightarrow \text{YAgNO}_3 + \text{ZNO} + 2\text{H}_2\text{O}$$
 ¿Qué relación es correcta respecto a los coeficientes que balancean la ecuación?
- a) $\text{X} + \text{Y} < \text{Z}$ b) $\text{X} + \text{Y} > 4 + \text{Z}$
 c) $\text{X} < \text{Z}$ d) $\text{X} - \text{Y} = 1$
 e) $\text{X} > \text{Y}$
56. Respecto a la siguiente reacción balanceada (no está completa):

$$\text{XCuS} + \text{YHNO}_3 \Rightarrow \text{ZCu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO} + 3\text{S} + \text{WH}_2\text{O}$$
 ¿Qué relación es correcta?
- a) $\text{X} + \text{Y} = \text{Z} + \text{W}$ b) $\text{Y} < \text{Z}$
 c) $\text{Z} = \text{W}$ d) $\text{Y} > \text{Z} + \text{W}$
 e) $(\text{X} + \text{Y}) - (\text{Z} + \text{W}) = 5$
57. Respecto a la ecuación incompleta y balanceada que se desarrolla en medio ácido (no está completa):

$$\text{XMn}^{+2} + \text{YNaBiO}_3 + \text{ZH}_3\text{O}^+ \Rightarrow 2\text{MnO}_4^- + \text{WBi}^{+3} + 5\text{Na}^+$$
 ¿Qué relación es correcta?
- a) $\text{X} + 2 < \text{Z}$ b) $\text{Z} = \text{W} + \text{Y} + 2$ c) $\text{Y} = \text{Z}$
 d) $\text{Y} > \text{Z}$ e) $\text{W} = 6$
58. Los iones crómicos reaccionan con los iones peroxodisulfato, $\text{S}_2\text{O}_8^{-2}$, en medio alcalino para producir iones dicromato e iones sulfato. ¿Qué proposición es correcta respecto a lo que ocurre?
- a) Una molécula de reductor transfiere $2e^-$.
 b) Balanceada la ecuación el coeficiente del agua es 8.
 c) El coeficiente de la forma reducida es 1.
 d) La relación molar: oxidante/reductor es 3/2.
 e) La suma total de coeficientes, una vez balanceada la ecuación es 36.
59. Los iones permanganato reaccionan con los iones nitrito produciendo óxido de manganeso (IV), iones nitrato e iones oxidrilo. ¿Qué proposición es correcta?
- a) La relación molar forma oxidada / forma reducida es 2/3.
 b) El coeficiente de los iones oxidrilo es 3.
 c) La suma total de coeficientes es 16.
 d) El reductor transfiere 2 electrones por molécula.
 e) El oxidante es el ión nitrito.
60. "El etileno, $\text{CH}_2=\text{CH}_2$, reacciona con el permanganato de potasio, ácido clorhídrico y agua para producir: etilenglicol, $\text{CH}_2\text{OHCH}_2\text{OH}$, dióxido de manganeso y cloruro de potasio". Balancear la siguiente ecuación y hallar la relación molar: $\frac{\text{oxidante}}{\text{reductor}} = \text{---}$:
- a) 2/3 b) 3/2 c) 1/3
 d) 3 e) 1

Claves

01.	*
02.	c
03.	e
04.	b
05.	d
06.	c
07.	e
08.	a
09.	b
10.	*
11.	*
12.	*
13.	*
14.	*
15.	*
16.	*
17.	*
18.	*
19.	*
20.	*
21.	*
22.	d
23.	b
24.	d
25.	*
26.	b
27.	c
28.	b
29.	d
30.	e

31.	b
32.	d
33.	b
34.	b
35.	c
36.	d
37.	d
38.	*
39.	*
40.	*
41.	c
42.	a
43.	d
44.	e
45.	b
46.	b
47.	e
48.	e
49.	c
50.	c
51.	d
52.	c
53.	d
54.	c
55.	e
56.	d
57.	a
58.	d
59.	d
60.	a

* Resolver