



"ACADEMÍA DE QUÍMICA"
"GUÍA DE ESTUDIO"

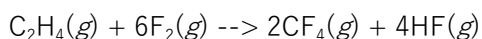
UNIDAD DE APRENDIZAJE:	Química IV	TURNOS	Ambos
NIVEL:	6	PERIODO	ETS
ESPECIALIDAD O AREA:	Básicas	CICLO ESCOLAR	2019 - 2020 II

INSTRUCCIONES: lee cuidadosamente cada pregunta y contesta correctamente lo que se indica.

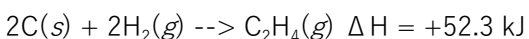
1. Relaciona las siguientes columnas.

A. Un sistema que solo permite el intercambio de energía y no de materia se considera:		Sistema cerrado
B. Un termómetro es un sistema:		
C. El valor $\Delta H < 0$, significa que, la reacción es:		Sistema aislado
D. La siguiente ecuación: $a + b \rightarrow c + d + \text{calor}$, representa una reacción:		
E. Es un sistema donde hay intercambio de materia y energía con el exterior:		Sistema abierto
F. Una botella de bebida destapada es un sistema:		
G. Es la cantidad de calor que se intercambia en una reacción a presión y volumen constante:		Endotérmica
H. El valor $\Delta H > 0$, significa que, la reacción es:		
I. Cuando la concentración de los reactivos es más grande que la de los productos la reacción es:		Entalpía
J. La siguiente ecuación: $a + b + \text{calor} \rightarrow c + d$, representa una reacción:		
K. Cuando la concentración de los productos es más grande que la de los reactivos la reacción es:		Exotérmica

2. Calcule ΔH de la reacción del etileno con flúor de acuerdo a la siguiente ecuación:



Con base en las entalpías de la reacción siguiente:



$$\Delta H = -1165 \text{ kJ}$$

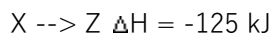
$$\Delta H = -1269 \text{ kJ}$$

$$\Delta H = -2486 \text{ kJ}$$

$$\Delta H = -2382 \text{ kJ}$$

$$\Delta H = +234 \text{ kJ}$$

3. Supón las reacciones hipotéticas siguientes:



Utiliza la ley de Hess para calcular el cambio de entalpía en la reacción $Y \rightarrow Z$

$$\Delta H = -45 \text{ kJ}$$

$$\Delta H = +45 \text{ kJ}$$

$$\Delta H = -205 \text{ kJ}$$

$$\Delta H = +205 \text{ kJ}$$

4. Determine el valor de ΔH° en kJ para la reacción siguiente: $2\text{SO}_2(g) + \text{O}_2(g) \rightarrow 2\text{SO}_3(g)$

Con los siguientes datos: $\text{SO}_2(g) \Delta H_f^\circ = -297 \text{ kJ/mol}$; $\text{SO}_3(g) \Delta H_f^\circ = -396 \text{ kJ/mol}$

$$\Delta H = -99 \text{ kJ}$$

$$\Delta H = +99 \text{ kJ}$$

$$\Delta H = -198 \text{ kJ}$$

$$\Delta H = +198 \text{ kJ}$$

5. Calcula el ΔH° en kJ de la reacción siguiente: $2\text{CO}(g) + \text{O}_2(g) \rightarrow 2\text{CO}_2(g)$

Con los siguientes datos: $\text{CO}(g) \Delta H_f^\circ = -110.5 \text{ kJ/mol}$; $\text{CO}_2(g) \Delta H_f^\circ = -393.7 \text{ kJ/mol}$

$$\Delta H = -283.2 \text{ kJ}$$

$$\Delta H = +283.2 \text{ kJ}$$

$$\Delta H = -560.4 \text{ kJ}$$

$$\Delta H = +560.4 \text{ kJ}$$

6. ¿Qué factores determinan si una colisión entre dos moléculas da lugar a una reacción química?

Temperatura y energía

Catalizadores y temperatura

Concentración y temperatura

Orientación y energía

7. De acuerdo con el modelo de colisión ¿por qué la temperatura afecta el valor de la constante de velocidad?

Hay menos colisiones vigorosas

Hay más colisiones vigorosas

Hay menor energía de activación

Hay mayor energía de activación

8. Una reacción $A + B \rightarrow C$ cumple la siguiente ley de velocidad: $V = k [B]^2$. Si se duplica A. Cambiará la constante de velocidad
- Sí, depende de A
- No, es independiente de A y B
- No, solo depende de B
- Sí, depende de A y B
9. La velocidad de reacción se incrementa al aumentar la concentración de los reactivos por:
- el incremento de la energía cinética
- cambio de la energía de activación
- el número de choques efectivos
- el estado de agregación
10. ¿Cuáles son tres factores que afectan la velocidad de una reacción química?
- Temperatura, presión y humedad
- Temperatura, concentración de los reactivos y volumen del recipiente
- Temperatura, concentración de los reactivos y presión
- Temperatura, concentración de los reactivos y catalizador
- Temperatura, concentración de los reactivos y volumen
11. ¿Cuáles son las unidades de la constante de velocidad de una reacción en solución que tiene un orden general de reacción de dos? (M es molaridad, s es segundos).
- s^{-1}
- $M^1 s^{-1}$
- $M^2 s^{-1}$
- M^1
- $M s^{-1}$
12. La descomposición del N_2O_5 en tetróxido de nitrógeno se lleva a cabo como sigue: $2N_2O_5 \rightarrow 4NO_2 + O_2$
- La ecuación de velocidad es de primer orden respecto al N_2O_5 . Escriba la ecuación de velocidad de la reacción.
- $k [NO_2]^4 [O_2]$
- $k [N_2O_5]^2$
- $k \frac{[N_2O_5]^2}{[NO_2]^4 [O_2]}$
- $k [N_2O_5]$
- $k [NO_2]$
13. La descomposición del N_2O_5 en tetróxido de nitrógeno se lleva a cabo como sigue: $2N_2O_5 \rightarrow 4NO_2 + O_2$

La ecuación de velocidad es de primer orden respecto al N_2O_5 . A 45°C la constante de velocidad es $6.08 \times 10^{-4} \text{ s}^{-1}$. ¿Cuál es la velocidad de la reacción cuando $[\text{N}_2\text{O}_5] = 0.100 \text{ M}$, y qué le ocurre a la velocidad cuando se duplica la concentración de N_2O_5 a 0.200 M ?

- $6.08 \times 10^{-4} \text{ s}^{-1}$; la velocidad se duplica a 0.200 M
- $6.08 \times 10^{-3} \text{ s}^{-1}$; la velocidad se reduce a la mitad a 0.200 M
- $6.08 \times 10^{-5} \text{ s}^{-1}$; la velocidad se duplica a 0.200 M
- $6.08 \times 10^{-4} \text{ s}^{-1}$; la velocidad no cambia a 0.200 M
- $6.08 \times 10^{-5} \text{ s}^{-1}$; la velocidad no cambia

14. ¿Cuál de las aseveraciones siguientes es correcta?

- Si se incrementa la temperatura la velocidad de reacción siempre aumenta.
- Si se incrementa la concentración de un reactivo la velocidad de reacción siempre aumenta.
- Si se incrementa el área superficial de un sólido que interviene en una reacción la velocidad de reacción siempre aumenta.
- La adición de un catalizador siempre aumenta la velocidad de reacción.

15. ¿Cuáles son las unidades de la constante de velocidad de una reacción en solución que tiene un orden general de reacción de tres? (M es molaridad, s es segundos).

- s^{-1}
- $M^1 \text{ s}^{-1}$
- $M^2 \text{ s}^{-1}$
- $M^3 \text{ s}^{-1}$
- $M^4 \text{ s}^{-1}$

16. La reacción $2\text{NO} + 2\text{H}_2 \rightarrow \text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ es de primer orden respecto H_2 y de segundo orden respecto a NO .

Escriba la ecuación de velocidad de la reacción.

- $k [\text{NO}][\text{H}_2]$
- $k [\text{NO}]^2[\text{H}_2]$
- $k [\text{NO}][\text{H}_2]^2$
- $k [\text{NO}]^2[\text{H}_2]^2$
- $k [\text{NO}]^{-2}[\text{H}_2]$

17. ¿Qué parte del perfil de energía de una reacción afecta un catalizador?

- Energía de activación
- Entalpía de la reacción
- No afecta parte alguna
- La cantidad de producto

18. Escriba la expresión correspondiente a la K_c de la reacción siguiente: $\text{N}_2(g) + \text{O}_2(g) \rightleftharpoons 2\text{NO}(g)$

$$K_c = \frac{[\text{NO}]}{[\text{N}_2][\text{O}_2]}$$

$$K_c = \frac{[\text{N}_2][\text{O}_2]}{[\text{NO}]}$$

$$K_c = \frac{[\text{NO}]^2}{[\text{N}_2][\text{O}_2]}$$

$$K_c = \frac{[\text{N}_2][\text{O}_2]}{[\text{NO}]^2}$$

19. Escriba la expresión correspondiente a la K_c de la reacción siguiente: $\text{Ti(s)} + 2\text{Cl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{TiCl}_4(\text{l})$

$$K_c = \frac{[\text{TiCl}_4]}{[\text{Ti}][\text{Cl}_2]}$$

$$K_c = \frac{[\text{TiCl}_4]}{[\text{Ti}][\text{Cl}_2]^2}$$

$$K_c = \frac{1}{[\text{Ti}][\text{Cl}_2]}$$

$$K_c = \frac{1}{[\text{Ti}][\text{Cl}_2]^2}$$

$$K_c = \frac{1}{[\text{Cl}_2]^2}$$

20. La constante de equilibrio de la reacción $2\text{NO}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{N}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$ es $K_c = 2.4 \times 10^3$ a 2000°C . Calcule la K_c para $\text{N}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NO}(\text{g})$. A esta temperatura, ¿favorece el equilibrio al N_2 y O_2 ?

$$2.4 \times 10^3, \text{N}_2 \text{ y } \text{O}_2$$

$$4.2 \times 10^{-4}, \text{N}_2 \text{ y } \text{O}_2$$

$$2.4 \times 10^{-3}, \text{NO}$$

$$4.2 \times 10^{-4}, \text{NO}$$

21. Se coloca yoduro de hidrógeno gaseoso en un recipiente cerrado a 425°C , donde se descompone parcialmente en hidrógeno y yodo: $2\text{HI}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g})$. Se determina que en el equilibrio:

$[\text{HI}] = 3.53 \times 10^{-3} \text{ M}$, $[\text{H}_2] = 4.79 \times 10^{-4} \text{ M}$, y $[\text{I}_2] = 4.79 \times 10^{-4} \text{ M}$. ¿Cuál es el valor de K_c a esta temperatura?

$$6.50 \times 10^{-5}$$

$$1.84 \times 10^{-2}$$

$$2.71 \times 10^{-1}$$

$$5.43 \times 10^{+1}$$

$$1.539 \times 10^{+4}$$

22. A 100°C , $K_c = 0.078$ en la reacción siguiente: $\text{SO}_2\text{Cl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{SO}_2(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$

En una mezcla de los tres gases en equilibrio las concentraciones de SO_2Cl_2 y SO_2 son de 0.136 M y 0.072 M , respectivamente. ¿Cuál es $[\text{Cl}_2]$ en la mezcla en equilibrio?

0.041 M

0.15 M

6.8 M

8.0 M

24 M

23. Considere el equilibrio siguiente, en el que $\Delta H^\circ < 0$: $2\text{SO}_2(g) + \text{O}_2(g) \rightleftharpoons 2\text{SO}_3(g)$

¿Cómo afectan las acciones siguientes a una mezcla de los tres gases en equilibrio?

i. se agrega $\text{O}_2(g)$ al sistema

ii. se calienta la mezcla de reacción

iii. se duplica el volumen del recipiente de reacción

(i) más productos , (ii)) más productos , (iii)) más productos

(i) más reactivos, (ii)) más productos , (iii)) más productos

(i)) más productos , (ii) más reactivos, (iii)) más productos

(i) más reactivos, (ii) más reactivos, (iii)) más productos

(i) más productos , (ii) más reactivos, (iii) más reactivos

(i) más reactivos, (ii)) más productos , (iii) más reactivos

24. Se mantiene una mezcla de H_2 , S, y H_2S en un recipiente de 1.0 L a 90° C hasta que se establece el equilibrio siguiente: $\text{H}_2(g) + \text{S}(s) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{S}(g)$

En el equilibrio la mezcla contiene 0.46 g de H_2S y 0.40 g H_2 . ¿Cuál es el valor de la K_c de la reacción a esta temperatura?

6.8×10^{-2}

3.4×10^{-1}

2.9×10^1

es necesario conocer la cantidad de S presente

25. ¿Cuál es la expresión de K_c que corresponde a la reacción $2\text{N}_2\text{O}(g) + \text{O}_2(g) \rightleftharpoons 4\text{NO}(g)$?

$$\frac{[\text{N}_2\text{O}][\text{O}_2]}{[\text{NO}]}$$

$$\frac{[\text{N}_2\text{O}]^2[\text{O}_2]}{[\text{NO}]^4}$$

$$\frac{[\text{NO}]}{[\text{N}_2\text{O}][\text{O}_2]}$$

$$\frac{[\text{NO}]^4}{[\text{N}_2\text{O}]^2[\text{O}_2]}$$

$$\frac{[\text{NO}]^4}{[\text{N}_2\text{O}]^2}$$

26. Dada la constante de equilibrio, K_c , de 2.40×10^{-3} a 1000 K de la reacción $\text{N}_2(g) + 3\text{H}_2(g) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(g)$, ¿cuál es la constante de equilibrio de la reacción $\text{NH}_3(g) \rightleftharpoons 1/2\text{N}_2(g) + 3/2\text{H}_2(g)$ a 1000 K?

$$2.40 \times 10^{-3}$$

$$1.20 \times 10^{-3}$$

$$417$$

$$20.4$$

$$209$$

27. Escriba la constante de equilibrio de la reacción heterogénea: $2\text{NaHCO}_3(s) \rightleftharpoons \text{Na}_2\text{CO}_3(s) + \text{CO}_2(g) + \text{H}_2\text{O}(g)$

$$\frac{[\text{Na}_2\text{CO}_3] [\text{CO}_2] [\text{H}_2\text{O}]}{[\text{NaHCO}_3]}$$

$$\frac{[\text{Na}_2\text{CO}_3] [\text{CO}_2] [\text{H}_2\text{O}]}{[\text{NaHCO}_3]^2}$$

$$\frac{1}{[\text{CO}_2] [\text{H}_2\text{O}]}$$

$$[\text{Na}_2\text{CO}_3] [\text{CO}_2] [\text{H}_2\text{O}]$$

$$[\text{CO}_2] [\text{H}_2\text{O}]$$

28. Considere la reacción $2\text{HI}(g) \rightleftharpoons \text{H}_2(g) + \text{I}_2(g)$. ¿Cuál es el valor de la constante de equilibrio, K_c , si en el equilibrio $[\text{H}_2] = 6.50 \times 10^{-7} M$, $[\text{I}_2] = 1.06 \times 10^{-5} M$, y $[\text{HI}] = 1.87 \times 10^{-5} M$?

$$3.68 \times 10^{-7}$$

$$1.97 \times 10^{-2}$$

$$1.29 \times 10^{-16}$$

$$50.8$$

$$1.87 \times 10^{-5}$$

29. A cierta temperatura la constante de equilibrio de la reacción siguiente es $K_c = 0.50$: $\text{H}_2\text{CO}(g) \rightleftharpoons \text{H}_2(g) + \text{CO}(g)$ si $[\text{H}_2\text{CO}] = 0.25 M$ y $[\text{H}_2] = 0.50 M$, ¿cuál es la concentración de $[\text{CO}]$?

$$0.50 M$$

$$0.25 M$$

$$4.0 M$$

$$1.0 M$$

$$2.0 M$$

30. Descubrimos una nueva reacción química con la siguiente reacción balanceada: $\text{A}_{(\text{ac})} \rightarrow 2\text{B}_{(\text{ac})}$. Bajo cierto conjunto de condiciones, la velocidad a la que desaparece **A** es $5.00 \times 10^{-3} \frac{M}{s}$. Bajo estas condiciones de reacción y expresando la relación entre las velocidades de cambio de [reactivos] y [productos] ¿cuál es la velocidad de formación de B?

$$- 5.00 \times 10^{-3} \frac{M}{s}$$

$$1.00 \times 10^{-2} \frac{M}{s}$$

$$2.50 \times 10^{-3} \frac{M}{s}$$

$$5.00 \times 10^{-3} \frac{M}{s}$$

31. Considere el sistema en equilibrio $\text{Fe}_3\text{O}_4(s) + \text{CO}(g) \rightleftharpoons \text{CO}_2(g) + 3\text{FeO}(s)$, una reacción levemente exotérmica a temperatura ambiente. ¿Cuál de los cambios siguientes es incorrecto?
- La adición de CO desplaza el equilibrio hacia la derecha.
 - La adición de CO desplaza el equilibrio hacia la izquierda.
 - La adición de más FeO no cambia la posición de equilibrio.
 - Un aumento de temperatura cerca de la temperatura ambiente impulsa la reacción hacia la izquierda.
 - La extracción de FeO no modifica el equilibrio.
32. ¿Cuál de las aseveraciones siguientes es correcta?
- En las reacciones exotérmicas el equilibrio se desplaza hacia la derecha al aumentar la temperatura
 - La adición de reactivos desplaza el equilibrio hacia la izquierda
 - La adición de productos desplaza el equilibrio hacia la derecha
 - La adición de un catalizador desplaza el equilibrio hacia la derecha
 - Si el número de moles de gas en los productos es menor que el número de moles de gas en los reactivos, un aumento de presión desplaza el equilibrio hacia la derecha
33. Para una reacción dada : $aA + bB \rightarrow cC$, expliquen en que factor influye la presencia de un catalizador:
- en el mecanismo de la reacción
 - en la cantidad de productos obtenida
 - en la velocidad de reacción
 - en la modificación del estado de equilibrio
34. Indicar bajo que factor el equilibrio se desplaza hacia la derecha $2\text{CO}_{(g)} + \text{O}_{2(g)} \leftrightarrow 2\text{CO}_{2(g)} \quad \Delta H^\circ = + 135,26 \text{ kcal}$
- Disminuye la presión
 - Se adiciona CO_2
 - Se elimina CO
 - Aumenta la presión
35. En las reacciones exotérmicas, al aumentar la temperatura, el equilibrio se desplaza hacia:
- la izquierda
 - la derecha
 - depende de la cantidad de calor
 - se mantiene el equilibrio
36. La adición de reactivos desplaza el equilibrio hacia:
- la izquierda
 - la derecha
 - depende de la cantidad de reactivo

se mantiene el equilibrio

37. La extracción de un producto desplaza el equilibrio hacia:

la izquierda

la derecha

depende de la cantidad de producto

se mantiene el equilibrio

38. La adición de un catalizador desplaza el equilibrio hacia:

depende del tipo de catalizador

no afecta el equilibrio

depende de la cantidad de reactivo

depende de la cantidad de producto

39. Si el número de moles de gas en los productos es menor que el número de moles de gas en los reactivos, un

aumento de presión desplaza el equilibrio hacia:

la izquierda

la derecha

depende del catalizador

se mantiene el equilibrio

40. ¿Cuál es la teoría que define a los ácidos como aceptores de un par de electrones?

Lewis

Brönsted-Lowry

Arrhenius

Wöler

41. La sustancia capaz de producir iones hidrógeno en solución es:

base Brönsted-Lowry

ácido Brönsted-Lowry

base Arrhenius

ácido de Arrhenius

42. ¿Cuál es la sustancia que puede aceptar un protón?

Una base de Lewis

Una base de Brönsted-Lowry

Ácido de Brönsted-Lowry

Un ácido de Arrhenius

43. Sustancias que en solución acuosa generan una baja concentración de iones hidróxido.

Agentes reductores

Reguladoras
Ácido débil
Bases débiles

44. Se define como el logaritmo negativo de la concentración de ión hidronio.

pH
pOH
pK_w
K_w

45. ¿Cuál de las especies siguientes puede ser tanto un ácido como una base de Brønsted-Lowry?

HSO₄⁻
PO₄³⁻
H₂SO₄
H₃PO₄
S²⁻

46. Designa el ácido de Brønsted-Lowry conjugado de cada una de las bases siguientes: **(i)** NH₃ **(ii)** CN⁻ **(iii)** NH₂

NH₃, HCN, NH₃
NH₄⁺, HCN, NH₃
NH₂⁻, HCN, NH₄
NH₃, H₂CN, NH₃
NH₄⁺, H₂CN, NH₃

47. Designe la base conjugada de Brønsted-Lowry de cada uno de los ácidos siguientes: **(i)** H₂CO₃ **(ii)** HNO₃ **(iii)**

H⁺(ac)
CO₃²⁻, NO₃²⁻, H₂O
CO₃²⁻, NO₃⁻, OH⁻
HCO₃⁻, NO₃⁻, H₂O
HCO₃⁻, NO₃⁻, OH⁻
HCO₃⁻, NO₃²⁻, H₂O

48. Calcule el pH de una solución preparada agregando 2.00 g de óxido de litio, Li₂O, a una cantidad de agua suficiente para completar 0.600 L de solución.

7.0
13.142
13.047
14.5
0.952

49. Calcule el pH de una solución si su $[\text{OH}^-] = 1.38 \times 10^{-12} \text{ M}$ e indique si la solución es ácida, básica o neutra.
- 2.140, ácida
 - 2.140, básica
 - 11.900, básica
 - 11.900, básica
 - 25.900, básica
50. Si una solución tiene un $\text{pH} = 9.50$, ¿cuáles son las concentraciones molares de $\text{H}^+(\text{ac})$ y $\text{OH}^-(\text{ac})$ en la solución?
- $[\text{H}^+] = 3.2 \times 10^{-10} \text{ M}$, $[\text{OH}^-] = 3.2 \times 10^{-5} \text{ M}$
 - $[\text{H}^+] = 7.5 \times 10^{-5} \text{ M}$, $[\text{OH}^-] = 1.3 \times 10^{-10} \text{ M}$
 - $[\text{H}^+] = 9.5 \text{ M}$, $[\text{OH}^-] = 4.5 \text{ M}$
 - $[\text{H}^+] = 3.2 \times 10^9 \text{ M}$, $[\text{OH}^-] = 3.2 \times 10^{-24} \text{ M}$
51. Calcule el pH de una solución si su $[\text{OH}^-] = 0.000700 \text{ M}$ e indique si la solución es ácida, básica o neutra.
- 3.15, ácida
 - 17.2, básica
 - 10.84, básica
 - 11.0, básica
 - 10.84, ácida
52. Si el pH de una solución es 6.30, ¿cuáles son las concentraciones molares de $\text{H}^+(\text{ac})$ y de $\text{OH}^-(\text{ac})$ en la solución?
- $1 \times 10^{-7} \text{ M}$ y $6.3 \times 10^{-7} \text{ M}$
 - $6.3 \times 10^{-7} \text{ M}$ y $1.0 \times 10^{-7} \text{ M}$
 - $5.0 \times 10^{-7} \text{ M}$ y $1.0 \times 10^{-7} \text{ M}$
 - $5.0 \times 10^{-7} \text{ M}$ y $2.0 \times 10^{-8} \text{ M}$
 - $5.0 \times 10^{-7} \text{ M}$ y $5.0 \times 10^{-7} \text{ M}$
53. Predice si las soluciones acuosas de los compuestos siguientes son ácidas, básicas o neutras. Señala la respuesta correcta.
- FeCl_3 —básica
 - Na_2CO_3 —ácida
 - KClO_4 —ácida
 - NaCl —neutra
54. La sal de nitrato de potasio KNO_3 , proviene de la interacción entre una:
- base fuerte y ácido fuerte
 - base débil y ácido débil
 - base débil y ácido fuerte
 - base fuerte y ácido débil
55. En la hidrólisis de FeCl_3 , por su procedencia, su pH debe ser:

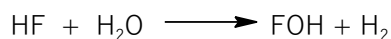
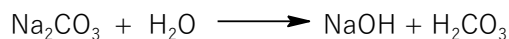
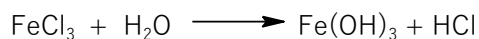
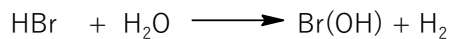
menor de 7

mayor de 7

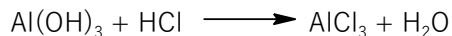
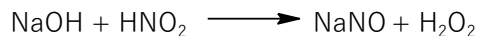
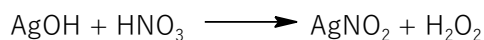
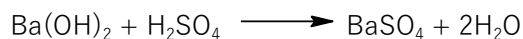
igual a 7

infinito

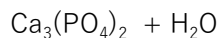
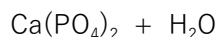
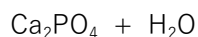
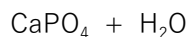
56. Indica cuáles de las 2 siguientes reacciones indican un proceso de hidrólisis correcto.



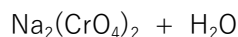
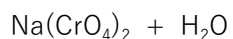
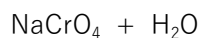
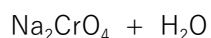
57. Indica cuál de las 2 siguientes reacciones indican un proceso correcto de neutralización.



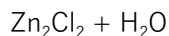
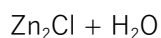
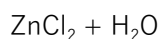
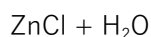
58. Predice la reacción de neutralización de las siguientes sustancias: $\text{Ca(OH)}_2 + \text{H}_3\text{PO}_4 \longrightarrow$



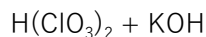
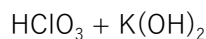
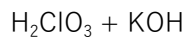
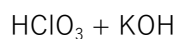
59. Predice la reacción de neutralización de las siguientes sustancias: $\text{H}_2\text{CrO}_4 + \text{NaOH} \longrightarrow$



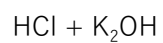
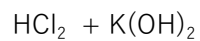
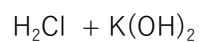
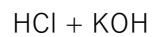
60. Predice la reacción de neutralización de las siguientes sustancias: $\text{Zn(OH)}_2 + \text{HCl} \longrightarrow$



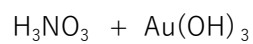
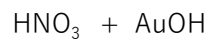
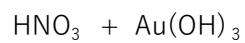
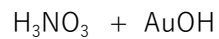
61. Predice la reacción de hidrólisis según de las siguientes sustancias: $\text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$



62. Predice la reacción de hidrólisis según de las siguientes sustancias: $\text{KCl} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$



63. Predice la reacción de hidrólisis según de las siguientes sustancias: $\text{Au}(\text{NO}_3)_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$



Elaboraron:		Revisó		Autorizó
Q.A ERIKA CORDERO MOSCOSA I.B.Q. ISIDRO BLANCAS NÁPOLES Profesora		Profesores(a) de la Academia		M. en E. ODILIA SANDOVAL ROSAS Presidenta de Académica