2019

UNIVERSIDAD DE SANTIAGO DE CHILE

MANUAL DE EJERCICIOS DE QUIMICA GENERAL PARA FING

Coordinación de Química General para FING
Universidad de Santiago de Chile- Facultad de Química y Biología

GUÍA 1: NOTACIÓN CIENTÍFICA Y TRANSFORMACIÓN DE UNIDADES

CONVERTIR A NOTACIÓN CIENTÍFICA:

1. 28000000

2. 0.00000463

3. $8{,}54 \times 10^{12}$

4. 2101×10^{-16}

5. $0{,}0000594 \times 10^{-16}$

CIFRAS SIGNIFICATIVA

Indique el número de cifras significativas en:

6. 1,23 g y 0,00123 g

7. 2,0 g y 0,020 g

8. 100 g y 0,001 km

OPERAR CON NOTACIÓN CIENTÍFICA Y CIFRAS SIGNIFICATIVAS

9. $4{,}52 \times 10^{-5} + 1{,}24 \times 10^{-2} + 3{,}70 \times 10^{-4} + 1{,}74 \times 10^{-3}$

10. $2{,}68 \times 10^{-5} \times 4{,}40 \times 10^{-8}$

11. $8{,}41 \times 10^{6} \times 5{,}02 \times 10^{12}$

12. $9{,}21 \times 10^{-4} : 7{,}60 \times 10^{5}$

MAGNITUDES Y UNIDADES

Transforme las siguientes unidades:

13. $4{,}26 \times 10^{4}$ m^2 a km^2

14. $3{,}20 \times 10^{10}$ m^2 a cm^2

15. 4310 cm^3 a m^3

16. 86,3 cm^3en mm^3

CALCULAR:

17. La distancia entre un átomo de oxígeno uno de hidrógeno en una molécula de agua es 95,7 pm. a) Cuál es la distancia en metros, b) en nm.

18.

18. Un bloque rectangular de cobre pesa 1896 g. Las dimensiones del bloque son 84 mm x 0,055 m x 4,6 cm. Con estos datos, determinar la densidad del cobre.

19. Calcular el volumen (en m^3) de un iceberg de 5020 toneladas de peso. (1 tonelada = 1000 kg; la densidad del hielo es 0,92 g/cm^3)

20. Un cilindro graduado se llena hasta la marca de 40,00 mL de aceite mineral. Las masas del cilindro antes y después de la adición de aceite mineral son 124,966 g y 159,446 g, respectivamente. En un experimento separado, una esfera metálica de masa 18,713 g se coloca en el cilindro y se llena de nuevo hasta la marca de 40,00 mL con el aceite mineral. La masa combinada de la esfera y el aceite mineral es 50.952 g. Calcular la densidad dela esfera.

RESPUESTAS

1. 2.8×10^{7}

2. 4.63×10^{-6}

3. No hay que convertir

4. 2.101×10^{-13}

5. 5.94×10^{-21}

6. 3

7. 2

8. 1

9. 1.4555×10^{-2} (redondeando a 3 cifras significativas, la respuesta es1.46×10^{-2})

10. 1.1792×10^{-12} (a 3 cifras significativas, la respuesta es 1.18×10^{-12})

11. $4{,}22 \times 10^{19}$

12. 1.2118×10^{-9} (a 3 cifras significativas, la respuesta es1.21×10^{-9})

13. 4.26×10^{-2} km^2

14. 3.20×10^{14} cm^2

15. 4.310×10^{-3} m^3

16. 8.63×10^{4} mm^3

17. 9.57×10^{-11} m ; 9.57×10^{-2} nm

18. 8.9 g/mL (a 2 cifras significativas)

19. 5.46×10^{3} m^3 (a 3 cifras significativas)

20. 7.197 g/mL

GUÍA 2: Átomos, moléculas, mol, fórmulas empírica y molecular.

1. Complete según corresponda la siguiente tabla (utilice la tabla periódica cuando estime necesario):

Especie	Nº protones	Nº neutrones	Nº electrones	Carga neta
$^{40}_{20}$**Ca**	20		20	0
$^{9}_{4}$**Be**				0
	13	14	10	
$^{127}_{53}$**I** $^{-}$				-1
	21	24	18	
		79	47	-2

2. Un elemento tiene Z= 18 y un A= 40. Indique cual(es) aseveración(es) es(son) correcta(s):

A. Su número de protones es igual a 40

B. Su número de neutrones es igual a 22

C. Su número de electrones es igual a 18

3. Calcule la masa atómica promedio del silicio considerando que se encuentra en la naturaleza formado por tres isótopos que tienen las siguientes masas atómicas y porcentaje de abundancia: 27,997 uma y 92,23%; 28,977 uma y 4,67%; 29,974 uma y 3,10%.

4. El magnesio está formado por tres isótopos naturales. Tiene el 78,99% de ^{24}Mg (masa 23,985042 u) y 10,00% de ^{25}Mg (masa 24,985837 uma). ¿Cuál es la masa del tercer isótopo, si la masa atómica promedio del Magnesio es 24,3050 uma?

5. Determine la masa molar de los siguientes compuestos:

A. Cl_2

B. $(NH_4)_2SO_4$

C. $CuSO_4$ x 5 H_2O

D. $KMnO_4$

E. $C_5H_{11}O_2N$

6. ¿Cuántos moles hay en 49 g de ácido sulfúrico, H_2SO_4?

7. ¿Cuántas moléculas hay en 0,0372 moles de CO?

8. ¿Cuántos átomos de oxígeno en 3,5 g de ácido nítrico, HNO_3?

9. ¿Cuál es la masa en gramos de 3,25 x 10^{24} átomos de Al?

10. ¿Cuántos átomos de oxígeno hay en 40 g de ácido clórico, $HClO_3$?

11. Determine el número de moléculas, átomos y moles hay en 50 g de:

A. H_2O

B. Cl_2

C. HNO_3

12. En 0,5 moles de sulfato férrico, $Fe_2(SO_4)_3$, hay:

A. 6,02 x 10^{23} moléculas

B. 6,02 x 10^{23} átomos de Fe

C. 1,5 moles de átomos de S

D. 0,5 moles de O.

¿Cuál (s) es (son) correcta (s)?

13. La masa molar del agua H_2O es 18 g/mol. Cuál(es) de las siguientes afirmaciones es(son) correcta(s):

A. La masa de una molécula es 18 g

B. La masa de 18 moléculas es 18 g

C. 1 mol de agua corresponde a 18 g

D. La masa de 6,02 x 10^{23} moléculas de H_2O es 18 g

14. La masa molar del hidróxido de calcio, $Ca(OH)_2$, es 74 g/mol. Indique cual(es) de las siguientes aseveraciones es(son) verdadera(s):

A. Un mol de $Ca(OH)_2$ tiene una masa de 74 g.

B. En 74 g de $Ca(OH)_2$ existen 6,02 x 10^{23} moléculas de $Ca(OH)_2$.

C. En un mol de $Ca(OH)_2$ hay un átomo de Ca, dos átomos de O y dos átomos de H.

D. En una molécula de $Ca(OH)_2$ hay un átomo de Ca, dos átomos de O y dos átomos de H.

E. Los átomos que tiene un mol de $Ca(OH)_2$ son 6,02 x 10^{23} de Ca y 1,20 x 10^{24} de O y de H.

F. En un mol de $Ca(OH)_2$ hay 40 g de Ca, 32 g de O y 2 g de H.

15. Una muestra de glucosa $C_6H_{12}O_6$, contiene 4,0 x10^{22} átomos de carbono. ¿Cuántos átomos de hidrógeno y cuántas moléculas de glucosa contiene la muestra?

16. ¿Cuántos moles de sulfuro de sodio, Na_2S y cuántos moles de sodio hay en 2,7 x 10^{24} moléculas de Na_2S?

17. Se dispone de: 40,0 g de Ca; 17,0 g de NH_3; 40,0 g de Ar; 34,0 g de H_2S y 71,0 g de Cl_2. ¿Cuál presenta el mayor número de átomos?

18. Complete el siguiente cuadro:

Masa (g)	Nº de átomos	Nº de moles	M (g/mol)
	3,25 x 10^{23} átomos Al		27
		10,0 moles de CH_3OH	32
20,0 g de AgCl		0,139 moles	
		0,175 moles de NH_3	17
42,5		0,500 moles de CH_2Cl_2	

19. Calcular la composición centesimal del cada átomo que forma el ácido sulfúrico, H_2SO_4.

20. La progesterona es un componente común de la píldora anticonceptiva, si su fórmula es $C_{21}H_{30}O_2$ ¿Cuál es su composición porcentual?

21. Calcule el porcentaje de carbono presente en la cadaverina, $C_5H_{14}N_2$, un compuesto presente en la carne en descomposición.

22. ¿Cuál es la fórmula empírica del óxido de hierro que contiene 77,75 % de hierro y 22,25 % de oxígeno en masa?

23. Un óxido de hierro contiene 69,94 % de Fe, determine su fórmula empírica.

24. Al tratar 9,0 g de Estaño con exceso de ácido clorhídrico se han obtenido 19,8 g de un cloruro de estaño. Determine la formula empírica.

25. Hallar la fórmula empírica de un compuesto cuya composición centesimal es: N 10,7 %, O 36,8 % y Ba 52,5 %.

26. La masa molar de un compuesto formado por carbono e hidrógeno es 28 g/mol. Si tiene un 14,28% de hidrógeno, determine su fórmula empírica y molecular.

27. La vitamina C o ácido ascórbico ayuda a prevenir el resfriado común. Su composición en masa es: 40,92 % de C, 4,58 % de H y 54,50 % de O. Su masa molar es 176,1 g/mol. ¿Cuál es la fórmula empírica y molecular de la vitamina C?

28. El ácido sórbico es adicionado a los alimentos como inhibidor de hongos. Su composición es: 64,3 % de carbono, 7,2 % de hidrógeno y 28,5 % de oxígeno. Si su masa molar es 112 g/mol, determine sus fórmulas empírica y molecular.

29. Al reaccionar 4 g de carbono con hidrógeno se obtiene 5 g de producto cuya masa molar es 30 g/mol, Determine:

A. Composición porcentual
B. Fórmula empírica
C. Fórmula molecular

30. Determine la formula molecular de un ácido orgánico que posee la siguiente composición centesimal: C 48,64 %; H 8,11 %; O 43,24 % sabiendo que una molécula tiene una masa de 2,46 x 10^{-22} g.

RESULTADOS:

1.

Especie	Nº protones	Nº neutrones	Nº electrones	Carga neta
$^{40}_{20}Ca$	20	20	20	0
$^{9}_{4}Be$	4	5	4	0
$_{13}^{27}Al^{+3}$	13	14	10	+3
$^{127}_{53}I^{-}$	53	74	54	-1
$_{21}^{45}Sc^{+3}$	21	24	18	+3
$_{34}^{79}Se^{-2}$	45	79	47	-2

2. B y C

3. 28,104 uma

4. 26,8901 uma

5. **A.** 70,9 g/mol
B. 132 g/mol
C. 249,54 g/mol
D. 158,04 g/mol
E. 117 g/mol

6. 0,5 mol

7. $2,24 \times 10^{22}$ moléculas

8. $1,0 \times 10^{23}$ átomo oxigeno

9. 145,8 g Aluminio

10. $8,55 \times 10^{23}$ átomos de O

11. **A.** $1,68 \times 10^{24}$ moléculas; $5,02 \times 10^{24}$ átomos y 2,78 moles
B. $4,25 \times 10^{23}$ moléculas; $8,49 \times 10^{23}$ átomos y 0,71 moles
C. $4,78 \times 10^{23}$ moléculas; $2,39 \times 10^{24}$ átomos y 0,794 moles

12. B y C

13. C y D

14. A, B, D, E y F.

15. Átomos de H = 8×10^{22} moléculas de glucosa = $6,67 \times 10^{21}$

16. 4,5 moles de Na_2S y 9 moles de Na

17. NH_3

18.

Masa (g)	Nº de átomos	Nº de moles	M (g / mol)
14,58	$3,25 \times 10^{23}$ átomos Al	0,54	27
320	$3,61 \times 10^{25}$	10 moles de CH_3OH	32
20,0 g de AgCl	$1,67 \times 10^{23}$	0,139 moles	143,9
2,98	$4,21 \times 10^{23}$	0,175 moles de NH_3	17
42,5	$1,51 \times 10^{24}$	0,5 moles de CH_2Cl_2	85

19. % H= 2,04; % S= 32,65 y % O= 65,31

20. % Cu= 80,25; % H= 9,55 y % O= 10,20

21. 58,82% de C

22. FeO

23. Fe_2O_3

24. $SnCl_4$

25. $BaN_2O_6 \cong Ba(NO_3)_2$

26. Fórmula empírica= CH_2 y Fórmula molecular= C_2H_4

27. Fórmula empírica= $C_3H_4O_3$ y Fórmula molecular= $C_6H_8O_6$

28. Fórmula empírica= C_3H_4O y Fórmula molecular= $C_6H_8O_2$

29. **A.** 80% de C y 20% de H
B. CH_3
C. C_2H_6

30. Fórmula empírica =$C_3H_6O_2$ y Fórmula molecular = $C_6H_{12}O_4$

GUÍA 3: Configuración electrónica, Tabla y propiedades periódicas.

1. El conjunto de números cuánticos: n= 3, l= 1, m_l= 0, correspondientes al último electrón, ¿en qué orbital está ubicado?

2. ¿Cuáles son los números cuánticos n. l, m_l y m_s para el último electrón de la configuración de $_{31}Ga$?

3. Las configuraciones electrónicas de los elementos nitrógeno y vanadio son respectivamente:

A.	$1s^2\ 2s^2\ 2p_x^1\ 2p_y^1\ 2p_z^1$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1\ 3d^1 3d^1 3d^1$
B.	$1s^2\ 2s^2\ 2p_x^3$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^1 3d^1 3d^1\ 4s^2$
C.	$1s^2\ 2s^1\ 2p_x^2\ 2p_y^1\ 2p_z^1$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^2\ 3d^1$
D.	$1s^2\ 2s^2\ 2p_x^1\ 2p_y^1\ 2p_z^1$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^1 3d^1 3d^1$
E.	$1s^2\ 2s^2\ 2p_x^3$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1\ 3d^2 3d^2$

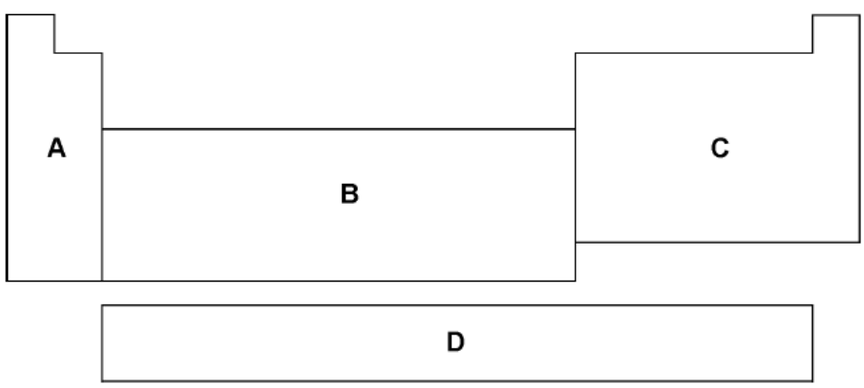
4. La configuración electrónica del último nivel de un elemento es: $3s^2$. Se puede decir que él:

A. Número atómico es 12
B. Número cuántico principal es 3
C. Número cuántico secundario es 0
D. Número cuántico magnético es 0

5. ¿Cuáles de los siguientes números cuánticos (en el orden n, l, m_l y m_s) son imposibles?

A. 4, 2, 0, 1
B. 3, 3, -3, -½
C. 2, 0, 1, ½
D. 4, 3, 0, ½
E. 1, 0, 0 , -½

6. En la siguiente tabla periódica ubique los bloques: s, p,d y f.



7. Indique cómo se clasifican los elementos del sistema periódico según los orbitales de mayor energía que tengan electrones.

8. Determine la configuración electrónica de los siguientes elementos:^{38}Sr, ^{46}Pd, ^{53}I y ^{54}Xe.

9. Utilizando las reglas o principios para determinar configuraciones electrónicas indique el número de:

A. Electrones no apareados en un átomo de fósforo ($_{15}P$)
B. Electrones d en un átomo de silicio ($_{14}Si$)
C. Electrones 2s en un átomo de cloro ($_{17}Cl$)
D. Electrones 2p en un átomo de estaño ($_{50}Sn$)

10. Dados los elementos siguientes: A (Z= 4), B (Z= 13), C (Z= 30), ¿Cuáles son verdaderas?
A. Pertenecen al mismo período.
B. Pertenecen al mismo grupo.
C. Pertenecen al 4 período.
D. Ninguna

11. Sobre la estructura [Ne] $3s^1$, de las siguientes aseveraciones es o son verdadera(s):
A. Es un elemento representativo.
B. Pertenece a la familia de los metales alcalinos térreos.
C. Es un elemento que tiene valencia 2.
D. Pertenece al grupo de los metales alcalinos.

12. Determine el grupo y el período del sistema periódico, al cual pertenecen los siguientes elementos, determinando sus respectivas configuraciones electrónicas e indique el nombre de cada uno:
A. Z= 17
B. Z= 56
C. Z= 33
D. Z= 16

13. ¿Qué otra clasificación del sistema periódico conoce? ¿Qué nombre tienen los elementos de los grupos IA, IIA y VIIA?

14. Ordene los siguientes átomos según su radio atómico creciente: N, K, As, Fr.

15. Con base a sus posiciones en la tabla periódica, prediga qué átomo de los pares siguientes tiene la mayor primera energía de ionización: O, Ne y Mg, Sr.

16. ¿Cuál de los átomos siguientes tiene la menor afinidad electrónica?
A. Ar
B. Cl
C. Se
D. Na
E. I

17. ¿Cuál de los átomos siguientes es el más grande?
A. Al
B. Mg
C. Ca
D. Sr
E. Rb

18. En un mismo periodo el elemento que está a la derecha tiene generalmente un radio atómico menor porque:

A. Tiene un protón más en el núcleo, que ejerce una mayor atracción sobre el electrón diferencial

B. Tiene un electrón más en el nivel de mayor energía, el más externo.

C. Los electrones del último nivel no ejercen apantallamiento sobre el electrón diferencial.

19. La configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ corresponde a un hipotético ión Y^{+2}, es correcto afirmar:

A. El número atómico de Y es 20

B. El elemento Y pertenece al período 4

C. El elemento Y posee 4 electrones de valencia.

20. ¿Cuál de los iones siguientes **no** tiene una configuración de gas noble?

A. S^{2-}

B. Mg^{2+}

C. P^{3-}

D. Sc^{3+}

E. Y^{+}

21. ¿En cuál o cuáles de los conjuntos siguientes todos los iones o átomos son isoelectrónicos unos con otros?

A. K^{+}, Na^{+}, Mg^{2+}

B. Ag^{+}, Cd^{2+}

C. Se^{2-},Te^{2-},Kr

D. Ru^{2+}, Rh^{3+}

E. As^{3-},Se^{2-},Br^{-}

22. En una serie isoelectrónica el radio atómico es mayor en el ion de carga más negativa porque:

A. Tiene más protones que electrones

B. Tiene igual número de protones que neutrones

C. Tiene más electrones que protones

23. De acuerdo con el siguiente esquema de ubicación de elementos representativosen la Tabla Periódica, **donde las letras no representan los símbolos:**

A	B	C	D	E	F
			G	H	I
		J	K	L	M

Es correcto:

A. La electronegatividad de B es menor que la de E

B. El ión E^{-2} tienen mayor radio que el ión A^{+}

C. El potencial de ionización de J es menor que el de L

D. El radio atómico de F es mayor que el de B.

24. ¿Cuál de las series siguientes está ordenada correctamente respecto al tamaño del átomo/ion?

A. $S < S^{1-} < S^{2-}$

B. $Mg^{2+} < Na^{+} < Ne$

C. $Ni < Cu^{+} < Zn^{2+}$

25. ¿Qué relación existe entre la ubicación de un elemento en el sistema periódico y sus números de oxidación más probables?

26. Considerando la ubicación de los siguientes elementos en el Sistema Periódico y las tendencias de las propiedades periódicas, indique cuál es la fórmula más probable entre los elementos Na y Cl y entre los elementos K y S?

27. Defina las distintas propiedades periódicas e indique ¿Cómo varían c/u de ellas en los grupos y en los períodos del sistema periódico?

28. Ordene, las siguientes especies isoelectrónicas, de acuerdo a su tamaño creciente: Cl^-, Ca^{2+}, Ar, $S^=$, K^+ (de menor a mayor tamaño).

29. Ordene, las siguientes especies, de acuerdo a su tamaño decreciente (de mayor a menor): $^{12}Mg^{2+}$, $^{9}F^-$, $^{17}Cl^-$, $^{4}Be^{2+}$, ^{10}Ne.

30. La energía involucrada en la siguiente ecuación química corresponde a:

$$\mathbf{A(g) + Energía \rightarrow A^+(g) + \bar{e}}$$

A. Afinidad Electrónica
B. Electronegatividad
C. Potencial de Ionización
D. Energía de Enlace
E. Energía Reticular

31. El siguiente cuadro representa elementos representativos del Sistema Periódico:

Grupo	1	2	13	14	15	16	17	18
	A	B	C	D	E	F	G	H
	I			J			K	

De acuerdo a sus ubicaciones relativas, indique:

A. Elemento de mayor radio
B. Elemento más electronegativo
C. Elemento con mayor potencial de ionización
D. Elemento con mayor número de electrones en su capa externa
E. Elemento con mayor Nº de electrones
F. Elemento de menor radio
G. Elemento menos reactivo
H. Elemento con menor potencial de ionización

Indique si las siguientes aseveraciones son **verdaderas o falsas**:

A. G es más electronegativo que F
B. La afinidad electrónica de B es más positiva que la de A
C. El potencial de ionización de I es menor que el de J
D. El radio atómico de C es menor que el de E
E. La electronegatividad de H es mayor que la de D
F. El potencial de ionización de I es mayor que el de A
G. El radio iónico de K es mayor que el radio iónico de G

RESULTADOS

1. 3p

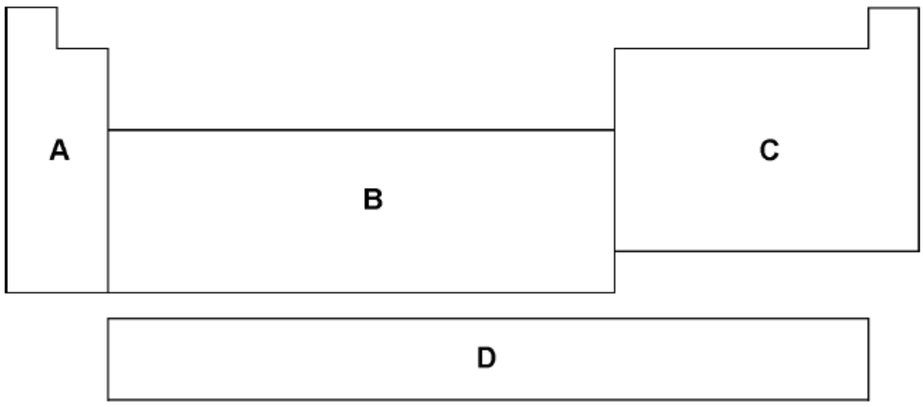
2. n = 3 l = 1 m_l = -1 m_s = -1/2

3. D

4. Todas

5. A, B y C

6.



7. Se clasifican en: elementos representativos (sus electrones de mayor energía son s ó p, elementos de transición (sus electrones de mayor energía son d), elementos de transición interna (sus electrones de mayor energía son f) y gases nobles que tienen una configuración electrónica externa ns^2 np^6.

8. ^{38}Sr = [Kr] $5s^2$
^{46}Pd = [Kr] $4d^{10}$ (presenta anomalía en el llenado de orbitales)
^{53}I = [Kr] $5s^2$ $4d^{10}$ $5p^5$
^{54}Xe = [Kr] $5s^2$ $4d^{10}$ $5p^6$

9. A. 3 electrones
B. 0 electrones
C. 2 electrones
D. 6 electrones

10. D. Ninguna

11. A y D

12. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$, grupo VII A (ó 17), período 3, Cloro
$[Xe]^{54}$ $6s^2$, grupo II A (o 2), período 6, Bario
$[Ar]^{18}$ $4s^2$ $3d^{10}$ $4p^3$, grupo V A (ó 15), período 4, Arsénico
$[Ne]^{10}$ $3s^2 3p^4$, grupo VI A (ó 16), período 3, Azufre

13. Los elementos se clasifican según sus propiedades eléctricas en: Metales: Son conductores de la corriente eléctrica y esta propiedad disminuye con el aumento de temperatura.
No metales: Son aislantes, no conducen la corriente eléctrica (con excepción del carbono grafito) y Metaloides: Son semi-conductores y su conductividad aumenta con el aumento de la temperatura.)
El nombre de los grupos dados es:
Metales Alcalinos (Grupo I A ó 1, según la IUPAC)
Metales Alcalino-Térreos (Grupo II A ó 2)
Halógenos (Grupo VIIA ó 7) y Gases Nobles (Grupo VIII A u 8)

14. N < As < K < Fr

15. Ne y Mg

16. Na

17. Rb

18. Todas

19. A y B

20. E

21. B, D y E

22. C

23. A, B y C

24. A y B

25. Los elementos de un mismo grupo, del sistema periódico, tienen la misma configuración electrónica externa, lo que hace que sus propiedades químicas sean similares y, por consiguiente, sus números de oxidación.

26. NaCl y K_2S

27. Revise las definiciones en Propiedades Periódicas. El radio atómico aumenta hacia abajo en un grupo y hacia la izquierda en un período. El potencial de ionización y la electronegatividad aumentan hacia arriba en un grupo y hacia la derecha en un período. La afinidad electrónica tiene valores positivos para los metales y negativos para los no metales, siendo los más positivos las afinidades electrónicas de los elementos del grupo II A y los más negativos las afinidades electrónicas de los elementos del grupo VII A.

28. $Ca^{2+} < K^{+} < Ar < Cl^{-} < S^{=}$

29. $^{17}Cl^{-} > {}^{9}F^{-} > {}^{10}Ne > {}^{12}Mg^{2+} > {}^{4}Be^{2+}$

30. C

31. A. I
B. G
C. H
D. H
E. K
F. G
G. H
H. I

a. Verdadero
b. Verdadero
c. Verdadero
d. Falso
e. Falso
f. Falso
g. Verdadero

GUÍA 4: Nomenclatura

+1	+2	+3	-1	–2	–3
H^+ Hidrógeno	**Mg^{+2}** magnesio	**Al^{+3}** aluminio	**H^-** Hidruro	**SO_4^{-2}** Sulfato	**PO_4^{-3}** fosfato
NH_4^+ Amonio	**Ca^{+2}** calcio	**Ga^{+3}** galio	**OH^-** Hidróxido	**SO_3^{-2}** Sulfito	**N^{-3}** nitruro
Li^+ Litio Lítico	**Ba^{+2}** Bario Bárico	**Ni^{+3}** níquel (III) **o niquélico**	**F^-** Fluoruro	**CO_3^{-2}** Carbonato	
Na^+ Sodio	**Co^{+2}** cobalto (II) o cobaltoso	**Co^{+3}** cobalto (III) o cobáltico	**Cl^-** Cloruro	**CrO_4^{-2}** cromato	
K^+ Potasio	**Fe^{+2}** hierro (II) o ferroso	**Fe^{+3}** hierro (III) o férrico	**Br^-** Bromuro	**$Cr_2O_7^{-2}$** dicromato	
Cu^+ cobre (I) o cuproso	**Cu^{+2}** cobre (II) o cúprico		**NO_2^-** Nitrito	**S^{-2}** sulfuro	
Ag + Plata (I) Argéntico	**Ni^{+2}** níquel (II) o niqueloso		**NO_3^-** Nitrato	**O^{-2}** óxido	
			ClO^- Hipoclorito	**O_2^{-2}** peróxido	
			ClO_2^- Clorito	**HPO_4^{-2}** fosfato hidrógeno o fosfato ácido	
			ClO_3^- Clorato		
			ClO_4^- Perclorato		
			MnO_4^- Permanganato		
			CN^- Cianuro		
			HSO_4^- sulfato hidrógeno ó sulfato ácido		
			HCO_3^- carbonato hidrógeno ó **Carbonato ácido**		
			$H_2PO_4^-$ fosfato dihidrógenoó fosfato diácido		

1. Escriba el símbolo químico de los siguientes elementos:

Elemento	Símbolo químico	Elemento	Símbolo químico
Sodio		Potasio	
Magnesio		Calcio	
Bario		Aluminio	
Silicio		Cromo	
Zinc		Bromo	
Flúor		Cloro	
Fosforo		Nitrógeno	
Plata		Yodo	
Azufre		Cobre	
Neón		Manganeso	
Oro		Platino	
Plomo		Níquel	
Oxigeno		Estroncio	

2. Determine el estado de oxidación del elemento solicitado:

A. Al_2S_3 (Al y S)
B. $H_4P_2O_5$ (P)
C. $Al_2(SiO_3)_3$ (Si)
D. $Ca_3(PO_4)_2$ (P)
E. NiH_3 (Ni y H)
F. $Ca(H_2PO_4)_2$ (P)
G. $ZnSO_4$ (Zn y S)
H. CO_2 (C)
I. CH_3OH (C)
J. Li_2O_2 (O)
K. P_2O_5 (P)
L. Cl_2O_3 (Cl)
M. $HClO_4$ (Cl)
N. $NaNO_2$ (N)
O. NH_4F (N y F)
P. $NaClO$ (Cl)
Q. N_2O_5 (N)
R. Br_2O_7 (Br)
S. CaC_2O_4 (C)
T. $Al_2(SO_3)_3$ (S)
U. H_2S (S)
V. PbO_2 (Pb)
W. $Cr_2O_7^{2-}$ (Cr)
X. MnO_4^{2-} (Mn)
Y. MnO_4^{-} (Mn)
Z. $Au(CO_3)^{-}$ (Au)

3. Escriba todos los estados de oxidación de los siguientes elementos:

A.	**Fe** =	**B.**	**Cl** =
C.	**Cu** =	**D.**	**Br** =
E.	**Ni** =	**F.**	**I** =
G.	**Co** =	**H.**	**F** =
I.	**Pb** =	**J.**	**O** =
K.	**Pt** =	**L.**	**S** =
M.	**Au** =	**N.**	**P** =
O.	**Mn** =	**P.**	**Si** =
Q.	**Sn** =	**R.**	**N** =
S.	**C** =	**T.**	**Ca** =
U.	**K** =	**V.**	**Se** =
W.	**Ti** =	**X.**	**As** =
Y.	**Ar** =	**Z.**	**Cd** =

4. Escriba la fórmula molecular de las siguientes sustancias químicas:

1)	**Agua** =	**2)**	**Cloro gaseoso** =
3)	**Cloruro de sodio** =	**4)**	**Fluoruro de potasio** =
5)	**Peróxido de Hidrogeno** =	**6)**	**Fosfato cálcico** =
7)	**Hidróxido de aluminio** =	**8)**	**Sulfato de cúprico** =
9)	**Amoniaco** =	**10)**	**Oxígeno molecular** =
11)	**Nitrógeno** =	**12)**	**Sulfato de aluminio** =
13)	**Carbonato de magnesio** =	**14)**	**Hipoclorito de sodio** =
15)	**hidróxido de niquélico** =	**16)**	**Peróxido de potasio** =
17)	**Peróxido de aluminio** =	**18)**	**Peróxido de calcio** =
19)	**Oxido perbrómico** =	**20)**	**Oxido clórico** =
21)	**Oxido iodoso** =	**22)**	**Oxido hipobromoso** =
23)	**Anhídrido sulfúrico** =	**24)**	**Anhídrido carbonoso** =
25)	**Óxido de hierro (III)** =	**26)**	**Óxido de bromo (I)** =

27)	**Cloruro de amonio** =	**28)**	**Acido Sulfhídrico** =
29)	**Oxido de zinc** =	**30)**	**Oxido de fósforo (V)** =
31)	**Oxido de fósforo (V)** =	**32)**	**Hidróxido de amonio** =
33)	**Yoduro de potasio** =	**34)**	**Acido hipobromoso** =
35)	**Oxido cúprico** =	**36)**	**Cianuro de potasio** =
37)	**Peróxido de sodio** =	**38)**	**Oxido permangánico** =
39)	**Hidruro de aluminio** =	**40)**	**Sulfuro de aluminio** =
41)	**Oxido de manganeso (II)** =	**42)**	**Acido clorhídrico** =
43)	**Monóxido de azufre** =	**44)**	**Oxido plúmbico =**
45)	**Monóxido de carbono** =	**46)**	**Hidróxido de bário** =
47)	**Acido permangánico** =	**48)**	**Sulfato de cobre (I) pentahidratado** =
49)	**Permanganato de potasio** =	**50)**	**Oxido de mercurio(I)** =
51)	**Ácido nítrico** =	**52)**	**Carbonato de calcio** =
53)	**Sulfito de sodio** =	**54)**	**Sulfito de amonio** =

5. Empleando la nomenclatura IUPAC, nombre y clasifique los siguientes compuestos:

Compuesto	Nombre	Clasificación
NH_4Cl		
$K_2Cr_2O_7$		
NaF		
CO_2		
HBr		
H_3PO_4		
P_2O_3		
Ag_2O		
NH_3		
Cr_2O_3		
NaOH		

$Zn(HSO_4)_2$		
HClO		
Al_2O_3		
SO_3		
H_2O_2		
$AgNO_3$		
CaH_2		
PtO_2		
$Pt(OH)_4$		
$NaHCO_3$		
$Fe_2(SO_4)_3$		
HCN		
$KMnO_4$		
$HClO_2$		
Ag_2SO_4		

6. Escriba e iguale las ecuaciones correspondientes a los siguientes procesos:

A. Si se agrega una cinta de magnesio a una solución de ácido clorhídrico se desprende hidrógeno gaseoso y se forma cloruro de magnesio.

B. Al calentar hipoclorito de potasio se forma cloruro de potasio y clorato de potasio.

C. En la tostación de la pirita (FeS_2), se forma óxido de hierro (III) y se desprende dióxido de azufre.

D. En presencia de ácido sulfúrico, el permanganato de potasio transforma al ácido oxálico ($H_2C_2O_4$) en dióxido de carbono, además se produce sulfato de potasio, sulfato de manganeso (II) y agua.

E. El ácido nítrico con algunos metales produce la sal correspondiente y agua, además de un tercer producto, dependiendo de la concentración del ácido:

- ácido concentrado produce dióxido de nitrógeno.
- ácido diluido produce monóxido de nitrógeno.
- ácido muy diluido produce nitrato de amonio.

Plantee las ecuaciones utilizando:

I. ácido nítrico concentrado con Zinc.

II. ácido nítrico diluido con Aluminio.

III. ácido nítrico muy diluido con Magnesio.

F. El Permanganato de potasio reacciona con acido bromhídrico para generar bromuro de manganeso (II), bromuro de potasio, bromo molecular y agua.

G. En medio acido (clorhídrico) el dicromato de sodio reacciona con cloruro ferroso para generar cloruro de cromo (III), cloruro férrico y agua.

H. Una mezcla de concentrada de ácidos nítrico y bromhídrico produce una reacción redox espontanea generando una gran cantidad de gas, mas agua, posteriormente estos gases fueron detectados como bromo gas y oxido de nitrógeno (II).

7. Indique cual o cuales de las siguientes formulas químicas están mal escritas, justificando en cada caso.

A. Ca_3HPO_4
B. $Al_3(SO_3)_2$
C. $Fe(MnO_4)_4$
D. $Cu_2H_2PO_4$
E. Na_2NO_3
F. $K(HSO_4)_2$
G. $NaClO_5$
H. N_2O_4
I. Na_2S
J. $AuSO_4$
K. Cl_3O_2
L. K_2OH
M. Ni_2H
N. Al_2F_3
O. $AlHe_3$
P. NiOH
Q. H_2SO_2
R. H_2Te
S. $Ag_2(NO_2)_3$
T. PH_3
U. SiO
V. $NaKHPO_4$
W. $Al_2(O_2)_3$
X. ZnO_4
Y. $NH_4(CO_3)_2$
Z. PbO

RESPUESTAS:

1.

Elemento	Símbolo químico	Elemento	Símbolo químico
Sodio	Na	Potasio	K
Magnesio	Mg	Calcio	Ca
Bario	Ba	Aluminio	Al
Silicio	Si	Cromo	Cr
Zinc	Zn	Bromo	Br
Flúor	F	Cloro	Cl
Fosforo	P	Nitrógeno	N
Plata	Ag	Yodo	I
Azufre	S	Cobre	Cu
Neón	Ne	Manganeso	Mn
Oro	Au	Platino	Pt
Plomo	Pb	Níquel	Ni
Oxigeno	O	Estroncio	Sr

2.

A. Al_2S_3 Al=+3 y S=-2

B. $H_4P_2O_5$ P= +3

C. $Al_2(SiO_3)_3$ Si= +4

D. $Ca_3(PO_4)_2$ P=+5

E. NiH_3 Ni=+3 y H=-1

F. $Ca(H_2PO_4)_2$ P=+5

G. $ZnSO_4$ Zn=+2 y S= +6

H. CO_2 C=+4

I. CH_3OH C=-2

J. Li_2O_2 O=-1

K. P_2O_5 P=+5

L. Cl_2O_3 Cl=+3

M. $HClO_4$ Cl=+7

N. $NaNO_2$ N=+3

O. NH_4F N=-3 y F =-1

P. NaClO Cl=-1

Q. N_2O_5 N=+5

R. Br_2O_7 Br=+7

S. CaC_2O_4 C=+3

T. $Al_2(SO_3)_3$ S=+4

U. H_2S S=-2

V. PbO_2 Pb=+4

W. $Cr_2O_7^{2-}$ Cr=+6

X. MnO_4^{2-} Mn=+6

Y. MnO_4^{-} Mn=+7

Z. $Au(CO_3)^{-}$ Au=+1

3.

Fe = +2 y +3

Cu = +2 y +1

Ni = +2 y +3

Co = +1, +2 y +3, entre otros

Pb = +2 y +4

Pt = +1, +2 y +3, +4

Au = +1 y +3

Mn =+2, +3, +4, +6 y +7

Sn = +2 y +4

C = -2, +2 y +4

K = +1

Ti = +4

Ar = 0

Cl = -1, +1, +3, +5 y+7

Br =-1, +1, +3, +5 y+7

I =-1, +1, +3, +5 y+7

F = -1

O = -2, -1

S = -2,+4 y +6

P = -3, +3, +4 y +5

Si = +4

N = +3 y +5, entre otros.

Ca = +2

Se =-2, +2,+4 y +6

As =+3 y +5

Cd =+1 y +2

4.

Agua = H_2O	**Cloro gaseoso** = Cl_2
Cloruro de sodio =NaCl	**Fluoruro de potasio** = KF
Peróxido de Hidrogeno =H_2O_2	**Fosfato cálcico** = $Ca_3(PO_4)_2$
Hidróxido de aluminio = $Al(OH)_3$	**Sulfato de cúprico** = $CuSO_4$
Amoniaco =NH_3	**Oxígeno molecular** =O_2
Nitrógeno =N_2	**Sulfato de aluminio** = $Al_2(SO4)_3$
Carbonato de magnesio = $MgCO_3$	**hipoclorito de sodio** =NaClO
hidróxido de niquélico = $Ni(OH)_3$	**Peróxido de potasio** =K_2O_2
Peróxido de aluminio = $Al_2(O2)_3$	**Peróxido de calcio** =$Ca_2(O_2)_2$
Oxido perbrómico = Br_2O_7	**oxido clórico** = Cl_2O_3
oxido iodoso =I_2O_3	**oxido hipobromoso** =Br_2O

Anhídrido sulfúrico =SO_3	**anhídrido carbónico** = CO_2
óxido de hierro (III) =Fe_2O_3	**óxido de bromo (III)** =Br_2O_3
Cloruro de amonio =NH_4Cl	**Acido Sulfhídrico** =H_2S
Oxido de zinc = ZnO	**Oxido de fósforo (III)** =P_2O_3
Oxido de fósforo (V) = P_2O_5	**Hidróxido de amonio** =NH_4OH
Yoduro de potasio =KI	**Acido hipobromoso** = HBrO
Oxido cúprico = CuO	**Cianuro de potasio** =KCN
Peróxido de sodio = Na_2O_2	**Oxido permangánico** = Mn_2O_7
Hidruro de aluminio = AlH_3	**Sulfuro de aluminio** =Al_2S_3
Oxido de manganeso (II) = MnO	**Acido clorhídrico** =HCl
Monóxido de azufre = SO	**Oxido plúmbico** = PbO_2
Monóxido de carbono = CO	**Hidróxido de bario** = $Ba(OH)_2$
Acido permangánico = $HMnO_4$	**Sulfato de cobre (I) pentahidratado**= Cu_2SO_4 x $5H_2O$
Permanganato de potasio = $KMnO_4$	**Oxido de mercurio(I)** =Hg_2O
Ácido nítrico = HNO_3	**Carbonato de calcio** = $CaCO_3$
Sulfito de sodio =Na_2SO_3	**Sulfito de amonio** =$(NH_4)_2SO_3$

5.

COMPUESTO	NOMBRE	CLASIFICACIÓN
NH_4Cl	Cloruro de amonio	Sal
$K_2Cr_2O_7$	Dicromato de potasio	sal
NaF	Fluoruro de amonio	Sal
CO_2	Dióxido de carbono	Óxido ácido
HBr	Acido bromhídrico	Hidrácido, ácido
H_3PO_4	Acido fosfórico	Oxácido, ácido
P_2O_3	Oxido de fosforo (III)	Óxido ácido

COMPUESTO	NOMBRE	CLASIFICACIÓN
Ag_2O	Oxido de plata (I)	Óxido
NH_3	amoniaco	hidruro
Cr_2O_3	Oxido de cromo (III)	Óxido
NaOH	Hidróxido de sodio	hidróxido
$Zn(HSO_4)_2$	Sulfato ácido de cinc	Sal ácida
HClO	Acido hipocloroso	ácido
Al_2O_3	Oxido de aluminio	Óxido
SO_3	Anhídrido sulfúrico	Óxido ácido
H_2O_2	Peróxido de hidrogeno	peróxido
$AgNO_3$	Nitrato de plata	sal
CaH_2	Hidruro de calcio	hidruro
PtO_2	Oxido de platino (IV)	óxido
$Pt(OH)_4$	Hidróxido de platino (IV)	hidróxido
$NaHCO_3$	Carbonato acido de sodio, bicarbonato	Sal ácida
$Fe_2(SO_4)_3$	Sulfato de hierro (III), férrico	sal
HCN	Acido cianhídrico	ácido
$KMnO_4$	Permanganato de potasio	sal
$HClO_2$	Acido cloroso	ácido
Ag_2SO_4	Sulfato de plata	sal

6.

A. $Mg(s) + 2\ HCl(ac) \rightarrow H_2(g) + MgCl_2(ac)$

B. $3\ KClO\ (ac) \rightarrow 2\ KCl(ac) + KClO_3(ac)$

C. $4\ FeS_2\ (s) + 11O_2\ (g) \rightarrow 2\ Fe_2O_3\ (s) + 8\ SO_2\ (g)$

D. $2\ KMnO_4\ (ac) + 3\ H_2SO_4(ac) + 5\ H_2C_2O_4 \rightarrow 10CO_2\ (g) + K_2SO_4(ac) + 2MnSO_4\ (ac) + 8H_2O$

E. I. $4HNO_3\ (ac) + Zn(s) \rightarrow 2\ NO_2(g) + Zn(NO_3)_2\ (ac) + 2\ H_2O(l)$

II. $4HNO_3\ (ac) + Al(s) \rightarrow NO\ (g) + Al(NO_3)_3\ (ac) + 2\ H_2O(l)$

III. $10HNO_3\ (ac) + 4\ Mg(s) \rightarrow NH_4NO_3(ac) + 4\ Mg(NO_3)_2(ac) + 3\ H_2O(l)$

F. $2\ KMnO_4(ac) + 16HBr\ (ac) \rightarrow 2MnBr_2(ac) + 2KBr(ac) + 8H_2O\ (l) + 5Br_2(g)$

G. $Na_2Cr_2O_7(ac) + 6\ FeCl_2(ac) + 14HCl(ac) \rightarrow 2CrCl_3(ac) + 6FeCl_3(ac) + 2NaCl(ac) + 7H_2O(l)$

H. $2\ HNO_3\ (ac) + 6\ HBr\ (ac) \rightarrow 3Br_2\ (g) + 2NO\ (g) + 4H_2O\ (l)$

7.

A.	Ca_3HPO_4	**Mal,** el ion fosfato acido tiene una carga de -2.
B.	$Al_3(SO_3)_2$	**Mal,** las cargas del ion sulfito es -2 y el aluminio es +3.
C.	$Fe(MnO_4)_4$	**Mal,** el hierro no tiene estado de oxidación +4
D.	$Cu_2H_2PO_4$	**Mal,** la carga del fosfato diácido es -1.
E.	Na_2NO_3	**Mal,** la carga del nitrato es -1.
F.	$K(HSO_4)_2$	**Mal,** el potasio solo tiene estado de oxidación +1
G.	$NaClO_5$	**Mal,** el cloro no tiene estado de oxidación +9
H.	N_2O_4	**Bien.**
I.	Na_2S	**Bien.**
J.	$AuSO_4$	**Mal,** el oro no tiene estado de oxidación +2.
K.	Cl_3O_2	**Mal,** estado de oxidación están invertidos
L.	K_2OH	**Mal,** ion hidroxilo tiene carga -1.
M.	Ni_2H	**Mal,** estados de oxidación del hidruro y níquel.
N.	Al_2F_3	**Mal,** flúor solo tiene -1 como estado de oxidación
O.	$AlHe_3$	**Mal,** el helio no forma moléculas
P.	NiOH	**Mal,** el níquel no tiene estado de oxidación +1
Q.	H_2SO_2	**Bien.**
R.	H_2Te	**Bien.**
S.	$Ag_2(NO_2)_3$	**Mal,** plata no tiene estado de oxidación +3 y la carga de nitrito es -1.
T.	PH_3	**Bien.**
U.	SiO	**Mal,** estado de oxidación del silicio es +4.
V.	$NaKHPO_4$	**Bien.**
W.	$Al_2(O_2)_3$	**Bien.**
X.	ZnO_4	**Mal,** Zn sólo tiene +2 como estado de oxidación.
Y.	$NH_4(CO_3)_2$	**Mal,** Ion amonio tiene carga de -1.
Z.	PbO	**Bien.**

Guía 5: Enlace Químico

1. Escriba los símbolos de Lewis de los siguientes átomos o iones.

A. Na
B. Al
C. S^{2-}
D. Mg
E. Kr

2. ¿De cuál o cuáles de los compuestos siguientes sus estructuras de Lewis obedecen la regla del octeto?

A. SO_3^{2-}
B. BH_3
C. I_3^-
D. AsF_4^+
E. O_2^-

3. Dados los siguientes compuestos: NaH, CH_4, H_2O, $FeCl_3$, CH_3Cl y HF. Indique cuáles tienen enlace covalente y cuáles enlace iónico.

4. ¿Cuál de las siguientes moléculas es no polar?

A. BF_3
B. CCl_4
C. ClF_3
D. HNO_3
E. HF

5. ¿Cuál de las siguientes alternativas se puede clasificar como un conjunto de moléculas covalentes?

A. CO_2, HCN, O_2
B. NaCl, CH_4, S_8
C. AgCl, SF_6, P_4
D. C_4H_{10}, NH_3, SO_2
E. H_2, HCl, $NaNO_3$

6. Dados las siguientes especies: H_2S, BCl_3 y N_2. Ordénelas en orden de menor a mayor punto de fusión considerando tipo de enlace y polaridad.

7. ¿Cuál es la fórmula correcta para un compuesto iónico que contenga iones aluminio y cloruro?

A. Al_2Cl
B. AlCl
C. $AlCl_3$
D. $AlCl_2$
E. Al_2Cl_3

8. Indique el compuesto formado entre los elementos de Z= 9 y Z= 11. Justifique el tipo de enlace.

9. El elemento de número atómico 12 se combina fácilmente con el elemento de número atómico 17. Indique que tipo enlace formarán y las propiedades del compuesto formado.

10. El elemento B pertenece al grupo VIA, y el elemento A es un alcalino térreo (II A), B se combina con A dando la sustancia AB ¿qué fórmula química tendrá el compuesto que forma B con el hidrógeno?

11. Entre las siguientes moléculas: SF_4, NH_3 y $BeCl_2$. El átomo central sigue la regla del octeto en:

A. SF_4 y $BeCl_2$
B. NH_3 y $BeCl_2$
C. NH_3
D. SF_4, NH_3 y $BeCl_2$
E. NH_3 y SF_4

12. Considerando las electronegatividades, determine cuál de los siguientes elementos forma con el oxígeno los enlaces de mayor carácter covalente.

A. Se
B. Sb
C. Ca
D. Br
E. I

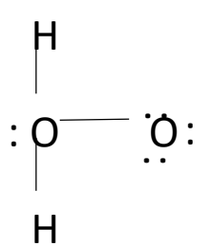
13. Indique las cargas formales de cada uno de los átomos en los siguientes compuestos:

A. PH_3
B. H_2S
C. CCl_4
D. O_3
E. N_2O

14. Dibuje la Estructura de Lewis del Ácido Cianhídrico (HCN).

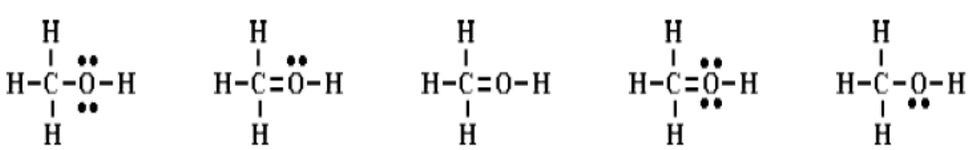
15. Mediante el cálculo de las cargas formales indicar cuál de las siguientes fórmulas representa mejor la estructura del peróxido de hidrógeno.

A.



B.

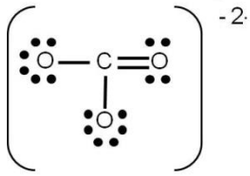
16. Cual de las siguientes es una estructura de Lewis aceptable para CH_3OH?



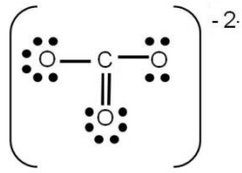
E. **D.** **C.** **B.** **A.**

17. ¿Cuál de las siguientes estructuras de Lewis corresponde al ion carbonato (CO_3^{-2})?

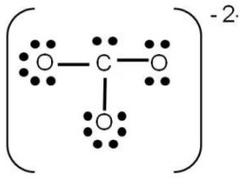
A.



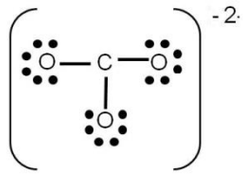
C.



B.

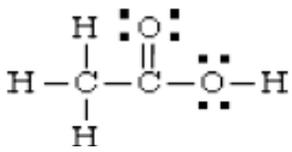


D.

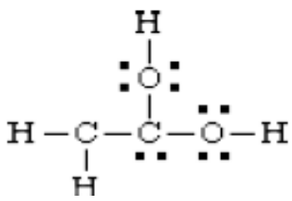


18. ¿Cuál es la estructura de Lewis correcta para el ácido acético (CH_3COOH)? Los dos átomos de oxígeno están enlazados al mismo átomo de carbono. Utilice el concepto de carga formal.

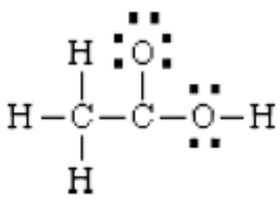
A.



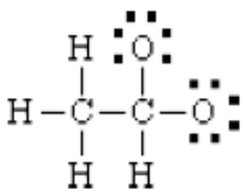
B.



C.

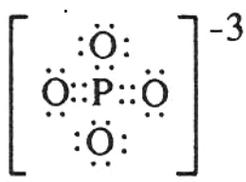


D.

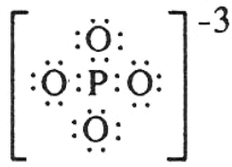


19. ¿Cuál de las siguientes estructuras de Lewis corresponde a ión fosfato PO_4^{-3}?

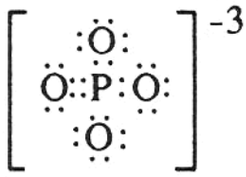
A.



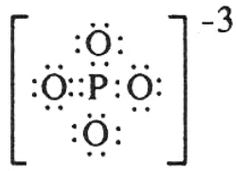
C.



B.

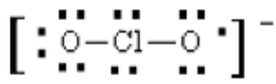


D.

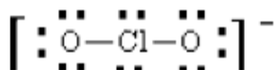


20. ¿Cuál de las siguientes estructuras de Lewis es la correcta para ClO_2^-?

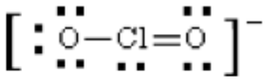
A.



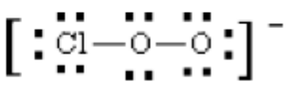
B.



C.



D.



21. Escriba la estructura de Lewis de la molécula SO_3. Si hay resonancia, indique cuáles son las respectivas estructuras resonantes.

22. Determine la geometría molecular de los siguientes compuestos y sus respectivos ángulos:

A. OF_2
B. NO_3^-
C. ClO_4^-
D. NH_4^+
E. CS_2
F. H_3O^+

23. ¿Cuál de los compuestos siguientes es polar?

A. CCl_4
B. SF_6
C. H_2S
D. CO_2
E. BeF_2

24. ¿Cuál de los siguientes enlaces son polares?
(a) B-Cl; (b) Cl-Cl; (c) P-F; (d) Hg-Sb; (e) O-Br. ¿Cual es el átomo más electronegativo en cada enlace polar?

25. Ordene los enlaces de cada uno de los conjuntos siguientes en orden creciente de polaridad: (a) H-F, O-F, Be-F; (b) C-S, B-F, N-O; (c) O-Cl, S-Br, C-P.

26. Utilizando únicamente el sistema periódico, ordenar los siguientes enlaces según polaridad creciente: Br – Cl, Br – Br y Li – Cl.

27. Considere las moléculas de HCN, $CHCl_3$ y Cl_2O. a) Indique cuáles son sus ángulos de enlace aproximados, b) Indique cuáles son solubles en agua.

28. Para cada par, determine cuál de los compuestos tiene enlaces con mayor polaridad

I. HCl- HI **II.** CH_4- CF_4 **III.** CO- NO

A. HCl, CH_4, CO
B. HI, CF_4, NO
C. HI, CF_4, CO_2
D. HCl, CF_4, NO
E. HI, CH_4, NO

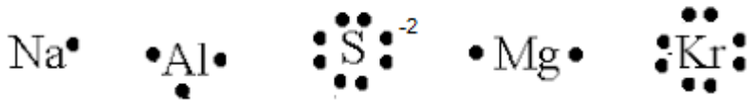
29. Indique la molécula apolar, ¿se disolverá en CCl_4? Justifique su respuesta.

A. HCl
B. NH_3
C. CO_2
D. H_2O
E. HBr

30. Determine en que solvente (agua o CCl_4) se disolverán los siguientes solutos:

A. NaCl
B. SF_6
C. $MgCl_2$
D. CO_2
E. BeF_2

RESPUESTAS:

1. 

2. D

3. Enlace iónico: NaH y $FeCl_3$
Enlace covalente: CH_4, CH_3Cl, H_2O y HF

4. A y B

5. A y D

6. $N_2 < BCl_3 < H_2S$

7. C

8. El compuesto será NaF, Fluoruro de sodio, que es un compuesto con enlace iónico, ya que se combinan dos elementos con gran diferencia de electronegatividad.

9. Enlace iónico ($MgCl_2$): metal (Mg, alcalinotérreo) y no metal (Cl, halógeno). Propiedades de los compuestos iónicos: Sólido formado por cristales iónicos, duro, frágil, alta temperatura de fusión, soluble en agua y en disolventes polares, conduce la corriente eléctrica en disolución o fundido.

10. BA_2

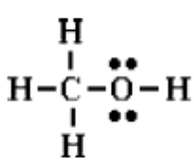
11. E

12. D

13. A. P= 0; H=0 B. S=0; H=0 C. C=0; Cl=0 D. O=-1; O=+2 E. N=-2; N= +3; O= -1

14.

15. B

16. A 

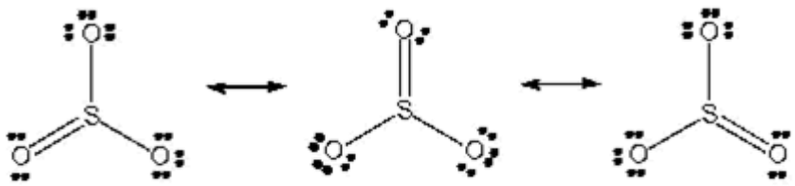
17. A

18. A

19. B

20. D

21.



22.

A. Angular; 104,5°
B. Triangular; 120°
C. Tetraédrica: 109,5°
D. Tetraédrica: 109,5°
E. Lineal: 180°
F. Pirámide trigonal

23. C

24. Los enlaces de (a), (c) y (e) son polares. El átomo más electronegativo en cada enlace polar es: (a) Cl, (c) F, (e) O

25. (a) O-F < H-F < Be-F (b) C-S < N-O <B-F (c) S-Br < C-P < O-Cl

26. La secuencia pedida es: Br – Br < Br – Cl < Li – Cl

27. a) HCN: Geometría lineal, ángulo H-C-N de 180°
$CHCl_3$: Geometría tetraédrica, ángulo H-C-Cl de 109°
Cl_2O: Geometría angular, ángulo Cl-O-Cl aprox. 109°.

b) Las tres moléculas son polares y, como el agua es un solvente polar, todas serán solubles en agua.

28. A

29. C

30.

A. NaCl= Agua
B. SF_6= CCl_4
C. $MgCl_2$= H_2O
D. CO_2= CCl_4
E. BeF_2= Agua

GUÍA 6: SOLUCIONES

1. ¿Cuál(es) de estos sistemas es (son) una solución?

I. agua destilada
II. aleación oro-cobre
III. cloro comercial (Hipoclorito de sodio al 5 % m/m)
IV. suero salino

A. I
B. I y II
C. III y IV
D. II, III y IV
E. Todos

2. Se disuelve 12,3 g de hidróxido de potasio en 58 g de agua. El % m/m de la solución será:

A. 16
B. 21,2
C. 17,5
D. 75
E. Faltan datos

3. Se dispone de 80 g de solución de nitrato de potasio al 12% m/m. Si se agregan 6 g de nitrato de potasio, ¿cuál es el nuevo % m/m de la solución?

4. ¿Qué masa de hidróxido de potasio están contenidos en 400 mL de solución al 30 % m/V?

5. Se agregan 125 mL de agua a 250 mL de solución de ácido nítrico de 20% m/V. El % m/V de la solución resultante será:

A. 10,00
B. 40,00
C. 6,66
D. 13,33
E. Ninguna

6. Un depósito de 400 L de agua debe ser clorado para su potabilización. Las normas de calidad aceptan hasta 1 ppm de cloro. ¿Qué volumen de solución acuosa de cloro al 8% m/V se debe agregar al depósito?.

A. 0,05 mL
B. 0,5 mL
C. 0,15 mL
D. 5 mL
E. 15 mL

7. La concentración máxima permisible de arsénico en el agua potable es 0,05 ppm. Si la norma se cumple, determine la masa de arsénico contenida en un vaso de 250 mL de agua.

8. En una piscina con 5 m^3 de agua hay 1,0 g de sulfato de cobre (II). Determine su composición en ppm.

A. 5,0 ppm
B. 2,0 ppm
C. 1,0 ppm
D. 0,5 ppm
E. 0,2 ppm

9. Se tiene una solución de cloruro de sodio 23 % m/m. Determine la fracción molar de soluto y solvente

10. Se dispone de 200 mL de una solución 0,2 M y 100 mL de otra solución 0,4 M. Se puede afirmar que:

A. La primera solución es más concentrada
B. La segunda solución es más concentrada
C. Es necesario conocer el compuesto para conocer su concentración
D. Ambas tienen la misma concentración
E. Ninguna de las anteriores

11. Se tiene 200 mL de solución acuosa de cloruro de sodio 0,2 mol/L y accidentalmente se derraman 100mL de la solución. ¿Cuál es la concentración molar de la solución que queda en el frasco?

A. 0,05
B. 0,1
C. 0,2
D. 0,4
E. 2,0

12. Se disuelven 10 g de cloruro de amonio en 500 mL de solución, ¿cuál es la molaridad?

13. Calcule él % m/V y M de las siguientes soluciones:

A. ácido clorhídrico 31,3% m/m y d = 1,16 g/mL
B. ácido nítrico 65% m/m y d = 1,42 g/mL
C. ácido sulfúrico 40% m/m y d = 1,303 g/mL
D. hidróxido de sodio 31,05% m/m y d = 1,34 g/mL
E. 7,5 g de hidróxido de sodio en 2 L de solución

14. Para una solución acuosa de ácido clorhídrico 50% m/m y cuya densidad es 1,03 g/mL, se puede afirmar que:

I. Su molaridad (M) será igual a 14,11
II. 1 mL de solución pesa 1,03 g
III. 100 g de solución contienen 50 g de ácido clorhídrico
IV. 100 mL de solución contienen 50 g de ácido clorhídrico

A. Sólo I
B. II y III
C. I, II y IV
D. II y IV
E. I, II y III

15. Una solución se prepara disolviendo 29,3 g de cloruro de sodio en agua hasta completar 1 L de solución su concentración puede expresarse como:

I. 22,7% m/m
II. 2,9% m/V
III. 0,5 M
IV. 1 M

Es correcto:

A. I y III
B. II y III
C. I, II y III
D. I, II y IV
E. I y IV

16. En 35 g de agua se disuelven 5 g de ácido clorhídrico. La densidad de la solución es 1,06 g/mL. Determinar:

A. % m/m
B. % m/V
C. g/L
D. Molaridad

17. ¿Cuál es la concentración en % m/m de una solución de ácido sulfúrico 6 M de densidad 1,338 g/mL?

18. ¿Qué volumen de solución acuosa de cloruro de sodio 0,5 mol/L podrá prepararse con 11,7 g de cloruro de sodio?
A. 1400 mL
B. 700 mL
C. 500 mL
D. 400 mL
E. 200 mL

19. El ácido nítrico concentrado tiene 69 % m/m y densidad 1,41 g/mL. ¿Qué volumen de esta solución se necesita para preparar 100 mL de ácido nítrico 6 M?

20. Se disuelven 130 g de cloruro de magnesio en 1000 mL de agua y el volumen final es 1100 mL. Determine:
A. % m/m
B. molaridad
C. fracción molar de soluto y solvente

21. ¿Cuál de las siguientes soluciones de hidróxido de sodio tiene mayor masa de soluto?
A. 100 mL 6 mol/L
B. 300 mL 4 mol/L
C. 50 mL 5 mol/L
D. 100 mL 20 % m/V
E. 300 mL 20 % m/V

22. A 50 mL de solución acuosa de hidróxido de sodio 2,0 M se le agregan 50 mL de agua y 100 mL de una solución de hidróxido de sodio 3,0 M. La concentración de la solución, suponiendo volúmenes aditivos será:
A. 1,0 M
B. 2,0 M
C. 3.0 M
D. 1,5 M
E. 2,5 M

23. ¿Cuánta agua hay que agregar a 300 mL de solución 0,825 M para obtener una solución 0,125 M?

24. Se toman 400 mL de una solución 0,1 M de carbonato de sodio y se extraen 40 mL. Estos se diluyen con agua hasta un volumen de 400 mL. La molaridad de la solución resultante es:

A. 0,040
B. 0,025
C. 0,405
D. 0,010
E. 0,205

25. ¿Qué volumen de solvente hay que evaporar para que 250 mL de una solución 4 M se transforme en 5 M?

A. 100 mL
B. 50 mL
C. 133,33 mL
D. 66,7 mL
E. Otro valor

26. Para preparar 125 mL de solución al 4,0 % en volumen de alcohol etílico en agua ¿Qué volumen de alcohol etílico se necesitan?

A. 3,2 mL
B. 5,0 mL
C. 50 mL
D. 14 mL
E. Ninguna

27. Determine el volumen de solución al 18 % m /v que se puede preparar con 25 g de soluto y suficiente agua.

A. 139 mL
B. 72 mL
C. 142 mL
D. 75 mL
E. Ninguna

28. Determine el porcentaje en masa de la solución resultante al mezclar 600 g de una solución al 20,0 % en masa de un determinado soluto con 350 g de otra solución del mismo soluto al 15,0 %m/m. Considere volúmenes aditivos.

29. ¿Qué masa de una solución 10,0 %m/m deberá mezclar con 150 g de una solución 4,00 % m/m para obtener una solución 8,00 % m/m?. Considere volúmenes aditivos.

30. Se desea obtener una solución al 15,0 % en volumen de ácido perclórico. Si Ud. dispone de soluciones al 5,00 % en volumen y al 20,0 % en volumen del mismo ácido, determine qué volumen de cada solución deberá utilizar para preparar 500 mL de la solución deseada. Considere volúmenes aditivos.

31. Determine la molaridad de una solución formada al disolver 2,43 g de Mg en 1,5 L de solución.

A. 0,067 M
B. 1,62 M
C. $1,62 \times 10^{-3}$ M
D. $6,67 \times 10^{-5}$ M
E. Ninguna

32. Determine la masa de cloruro de hierro (II) necesaria para formar 500 mL de solución 0,525 M.

A. 66,7 g
B. 0,263 g
C. 24,8 g
D. 33,3 g
E. Ninguna

33. Indique ¿cómo prepararía 250 mL de una disolución acuosa 1,27 M a partir de una disolución 8,24 M?

34. Determine la molaridad de una solución de ácido bromhídrico al 18,6 % m/V.

35. Determine la molaridad de la solución resultante al agregar 500 mL de agua a 750 mL de una solución al 26,34 % en masa de KOH y densidad igual a 1,250 g/mL. Considere volúmenes aditivos.

36. Determine la molalidad de una solución formada al disolver 124 g de carbonato de sodio en 525 g de agua.

37. Determine la molalidad de una disolución acuosa 2,45 M de metanol (CH_3OH) si su densidad es 0,976 g/mL

38. Se prepara una solución disolviendo 300 g de ácido fosfórico en agua suficiente para formar un litro de solución cuya densidad resulta ser 1,15 g/mL. Determine:

A. Porcentaje en masa
B. Porcentaje masa/volumen
C. Molaridad
D. Molalidad
E. Fracción molar del soluto

RESULTADOS:

1. D

2. 17,5 % m/m

3. 18,14 % m/m

4. 120 g

5. 13,33 % m/V

6. D

7. 1,25 x 10^{-6} g(0,0125 mg de arsénico)

8. E

9. χ_{soluto} = 0,084 $\chi_{solvente}$ = 0,916

10. B

11. C

12. 0,374 M

13. A. 36,31 % m/V; 9,94 M
B. 92,30 % m/V; 14,65 M
C. 52,12 % m/V; 5,32 M
D. 41,61% m/V; 10,40 M
E. 0,38 % m/V; 0,09 M

14. E

15. D

16. A. 12,5% m/m B. 13,25% m/V C. 132,5 D. 3,63 M

17. 43,9 % m/m

18. D

19. 38,9 mL

20. A. 11,5% m/m B. 1,24 M C.χ_{soluto} = 0,024 y $\chi_{solvente}$ = 0,976

21. E

22. B

23. 1680 mL

24. D

25. B

26. B

27. A

28. 18,2 % m/m

29. 300 g

30. 167 mL de la solución al 5,00 % y 333 mL de la solución al 20,0 %

31. A

32. D

33. Utilizando $M_1 \times V_1 = M_2 \times V_2$ determino el volumen de la solución concentrada que necesito para preparar 250 mL de la solución diluida, a continuación busco un matraz aforado de 250 mL, le agrego agua hasta más de la mitad, después le agrego los 38,5 mL de la solución concentrada y a continuación enraso a 250 mL con agua destilada.

34. 2,32 M

35. 3,52 M

36. 2,23

37. 2,72 m

38. A. 26,10 %
B. 30,00 %
C. 3,06 M
D. 3,60 m
E. χ_{soluto}= 0,06

GUÍA 7: GASES

1. El volumen de cierta masa de gas es de 10 L a una presión de 4 atm. ¿Cuál es su volumen si la presión disminuye a 2 atm a temperatura constante?

2. Dos gramos de un gas ocupan 1,56 L a 25ºC y 1,0 atm de presión. ¿Cuál será el volumen si el gas se calienta a 35ºC a presión constante?

3. Qué volumen ocupan 3 moles de moléculas de oxígeno a 27 ºC y 2.0 atm.

4. ¿Cuántos moles contiene un gas en CNPT si ocupa un volumen de 336 L?

5. ¿Cuántos moles de un gas ideal contiene una muestra que ocupa un volumen de 65,4 cm^3 bajo una presión de 9576 mm de Hg y una temperatura de 39ºC?

6. ¿Qué presión ejercen $5x10^{20}$ moléculas de nitrógeno contenidas en un reciente de 2.0 dm^3 a 273 K.?

6. ¿Cuántos átomos de hidrógeno hay en 5 L medidos a 30ºC y 600 mm Hg?

7. A 23 ºC y 738 mm de Hg la densidad del HCl es 1,46 g/L. Calcule su masa molar.

8. Qué masa de oxígeno está contenida en un recipiente de 3.0 dm^3 a 273 K.

9. ¿Qué volumen ocupan $3,01x\ 10^{23}$ moléculas de un gas a 380 mm de Hg y a 0 ºC?

10. Una molécula de cierto gas tiene una masa de $5,32x\ 10^{-23}$ g ¿Cuál es su densidad si su temperatura es 25 ºC y su presión de 1 atm?

11. Una muestra de gas ocupa 0,5 L a 20 ºC y 750 mm de Hg de presión. Calcular su volumen si la temperatura se aumenta a 30 ºC y la presión cambia a 780 mm de Hg.

12. Un tanque de acero contiene dióxido de carbono (CO_2) a 27 ºC y una presión de 9120 mm de Hg. Determinar la presión del gas cuando se calienta a 100 ºC.

13. Un gas ocupa 0,452 L medido a 87 ºC y 0,62 atm. ¿Cuál es el volumen en CNPT?

15. ¿Qué volumen alcanza un globo si se infla con 4,6 L de He en CNPT a 25ºC y 2 atm?

16. 2 g de un gas ocupan 8,4 L en CNPT. ¿Qué volumen ocupará a 0 ºC y 840 mm Hg?

17. Una masa de gas ocupa un volumen de 5,0 L a 29ºC y 0,5 atm. Calcule la temperatura en ºC de la masa de gas si la presión se eleva a 8,5 atm y el volumen disminuye a 1,3 L.

18. Si la presión de un volumen de gas aumenta 4 veces y su temperatura disminuye a la mitad, su volumen final respecto al volumen inicial será:

A. La octava parte
B. La cuarta parte
C. La mitad
D. Igual
E. El doble

19. Un gas a 66ºC y 0,85 atm se expande hasta un volumen de 94 mL. En esas condiciones su presión es 0,60 atm y su temperatura de 45ºC. ¿Cuál era su volumen inicial en L?

20. La reacción entre hidrógeno y oxígeno produce agua. Si los volúmenes de ambos gases se miden en iguales condiciones de presión y temperatura determine:

A. El volumen de oxígeno que reacciona con 12 L de hidrógeno.

B. El volumen de agua si se mezclan 20 L de hidrógeno con 15 L de oxígeno

21. La composición centesimal de un compuesto orgánico es: C = 55,8%, H = 7,0% y O = 37,2%. Si 1,5 g de este compuesto ocupan 530 cm^3 a 100ºC y 740 mm de Hg. ¿Cuál es su fórmula molecular?

22. Determine el volumen de NH_3 producido, en CNPT, al hacer reaccionar 3 L de H_2 con 2 L de N_2 en las mismas condiciones de presión y temperatura.

$$\mathbf{3\ H_2(g) + N_2(g) \rightarrow 2\ NH_3(g)}$$

23. Una muestra gaseosa que ocupa 270 cm^3 a 740 torr y 98 ºC tiene una masa de 0.276 g. Se sabe que la fórmula de la sustancia que contiene puede ser C_2H_6O o CH_4O. Cuál de ellas se trata.

24. Un gas ideal a 650 torr ocupa un volumen desconocido. Se retira una cierta cantidad de gas que ocupaba 1,52 mL a 1 atm. La presión de gas que quedó en el recipiente fue de 600 torr. Si la temperatura es constante, ¿cuál es el volumen desconocido?

25. Considerando la reacción igualada en la que no hay reactivos en exceso:

$$\mathbf{A + B \rightarrow C}$$

Con A, B, y C gases medidos en iguales condiciones de presión y temperatura, puede señalarse, en conformidad con la ley de Lavoisier, que:

I El volumen de C es igual a la suma de los volúmenes de A y B.

II La masa de C es igual a la suma de las masas de A y B.

III Los átomos de A y B que hay en C corresponden al total de los átomos de A y B que hay como reactivo.

IV El número de moles de C es igual a la suma de los moles de A y B.

Son verdaderas:

A. Todas

B. Sólo II

C. Sólo II y III

D. I y IV

E. Sólo III

26. Un globo tiene un volumen de 2,0 L en una habitación que se encuentra a 25 ºC. ¿Cuál será el volumen del globo si se saca al exterior donde la temperatura es de 10 ºC? Suponga que la presión permanece constante.

27. Un cilindro con un émbolo móvil contiene 40 L de oxígeno a la presión de 2,00 atm. pero el émbolo se eleva hasta que el volumen del gas es de 60 L. Cuál es la presión final del gas en el cilindro si la temperatura: a) se mantiene constante a 30°C, b) aumenta al doble

28. Un balón de 350 mL contenía He a la presión de 200 mm de Hg y otro de 250 mL contenía N_2 a 150mm de Hg. Se conectan los dos balones de modo que ambos gases ocupen el volumen total. Suponiendo que no hay variación de temperatura. ¿Cuál será la presión parcial de cada gas en la mezcla final y cuál será la presión total?

29. Si la presión de un gas de volumen V aumenta 3 veces y su temperatura Kelvin disminuye a un tercio del valor original, entonces el volumen final del gas será:

A. V
B. V/3
C. V/9
D. 9 V
E. 3 V

30. En un balón de 5L a 273 K y 1 atm de presión hay una mezcla gaseosa compuesta por un 30 % de Nitrógeno, 20 % de Oxígeno y 50 % de Hidrógeno (Porcentaje en cantidad de sustancia). La presión parcial del oxígeno, en atm, será:

A. 0,1
B. 0,7
C. 0,4
D. 0,5
E 0,2

RESPUESTAS: GASES

1. 20 L

2. 1,61 L

3. 37 L

4. 15 moles

5. 0,0322 moles

6. $9,3 \times 10^{-3}$ atm

7. $1,91 \times 10^{23}$ átomos de hidrógeno

8. 36,49 g/mol

9. 3,9 g

10. 22,4 L

11. 1,31 g/L

12. 0,497 L

13. 14,92 atm

14. 0,212 L

15. 2,5 L

16. 7,6 L

17. 1061,8°C

18. A

19. 0,070 L

20. A. 6 L de oxígeno B. 20 L de agua

21. $C_4H_6O_2$

22. 2 L NH_3

23. CH_4O

24. 23,1 mL

25. C

26. 1,9 L

27. A. 1,33 atm B. 1,33 atm

28. P N_2 = 62,5 torr
P He = 117 torr
P_T = 179 torr

29. C

30. E

GUÍA 8: ESTEQUIOMETRÍA

1. Balancee las siguientes ecuaciones químicas:

A. $Cu + HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + NO_2 + H_2O$
B. $NH_3 + O_2 \rightarrow NO + H_2O$
C. $HI + H_2SO_4 \rightarrow I_2 + H_2S + H_2O$
D. $Fe_2(SO_4)_3 + BaCl_2 \rightarrow BaSO_4 + FeCl_3$
E. $MgCl_2 + AgNO_3 \rightarrow AgCl + Mg(NO_3)_2$
F. $H_2SO_4 + Ba(OH)_2 \rightarrow BaSO_4 + H_2O$
G. $FeCl_3 + NH_4OH \rightarrow Fe(OH)_3 + NH_4Cl$
H. $H_2O_2 \rightarrow H_2O + O_2$
I. $Hg_2(NO_3)_2 + HCl \rightarrow Hg_2Cl_2 + HNO_3$
J. $Au + KCN + O_2 + H_2O \rightarrow KAu(CN)_2 + KOH$
K. $P_4O_{10} + H_2O \rightarrow H_3PO_4$

2. En la reacción química: **4 A + B → 3 C + 5 D**
A. ¿Cuántos moles de D se forman si reaccionan 3 moles de A con exceso de B?
B. ¿Cuántos moles de B generan 6 moles de C?

3. El gas propano (C_3H_8) en presencia de oxígeno reacciona para dar CO_2 y H_2O. ¿Cuántos moles de CO_2 se forman si se queman 110 g de propano en presencia un exceso de O_2?

4. Equilibre la siguiente ecuación:

$$\mathbf{Ca_{(s)} + HNO_{3\,(ac)} \rightarrow Ca(NO_3)_{2(ac)} + NO_{(g)} + H_2O_{(l)}}$$

Determine la masa de calcio necesaria para la formación de 50 g de $Ca(NO_3)_2$ (nitrato de calcio).

5. ¿Qué masa de FeS se obtiene si reaccionan 280 g de hierro (Fe) con 100 g de azufre (S) en polvo?

6. Determine para la reacción: $\mathbf{Zn_{(s)} + H_2SO_{4\,(ac)} \rightarrow ZnSO_{4\,(ac)} + H_{2(g)}}$
A. ¿Cuántos moles de H_2 se pueden formar de 50 g de Zn y un exceso de ácido?
B. ¿Qué volumen de H_2 en CNPT se obtendrá al reaccionar 500 g de cinc con exceso de ácido?

7. Sulfuro de hierro (II) (FeS) se quema en presencia de oxígeno generando óxido de hierro (III) (Fe_2O_3) y óxido de azufre (IV) (SO_2) ¿Qué volumen de oxígeno en CNPT se necesitan para quemar 160 g de FeS?

8. ¿Qué volumen de cloro medido a 20ºC y 746 mm de Hg de presión se obtiene al hacer reaccionar 50 g de permanganato de potasio ($KMnO_4$) con un exceso de ácido clorhídrico (HCl)?
La ecuación <u>no balanceada</u> es:

$$\mathbf{KMnO_{4\,(ac)} + HCl_{(ac)} \rightarrow KCl_{(ac)} + MnCl_{2(ac)} + Cl_2\,(g) + H_2O_{(l)}}$$

9. A partir de la ecuación no balanceada: $\mathbf{Mg_{(s)} + O_{2\,(g)} \rightarrow MgO_{(s)}}$
Calcule la masa de óxido de magnesio formada cuando reaccionan 25 g de magnesio 100% puro y suficiente O_2.

10. La celulosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$) es atacada por el ácido sulfúrico (H_2SO_4) que la convierte en los gases dióxido de carbono (CO_2), dióxido de azufre (SO_2) y agua. ¿Qué masa de ácido sulfúrico es necesaria para descomponer 1,0 g de celulosa?

11. Una muestra de 1,0 kg de piedra caliza tiene 74% de $CaCO_3$. Se calienta descomponiéndose en CaO sólido y CO_2 gaseoso. ¿Cuál es la masa y el volumen de CO_2 producido en CNPT?

12. ¿Qué volumen de hidrógeno gaseoso se obtiene a 30 ºC y 1000 mm Hg si reaccionan 80 g de hierro de 75% de pureza y suficiente HCl?. Se obtiene además como producto cloruro férrico ($FeCl_3$).

13. La combustión completa de una muestra de 18 g de carbón mineral produjo 20 g de CO_2. ¿Cuál es su porcentaje de pureza?

14. ¿Cuál es la pureza de un mineral de aluminio si 4,0 kg. de mineral producen 363,2 g de hidrógeno?
La reacción no balanceada es:

$$Al_{(s)} + NaOH_{(ac)} + H_2O_{(l)} \rightarrow NaAlO_{2\,(s)} + H_{2\,(g)}$$

15. La reacción de magnesio con ácido clorhídrico produce cloruro de magnesio e hidrógeno según la ecuación no balanceada:

$$Mg_{(s)} + HCl_{(l)} \rightarrow MgCl_{2(s)} + H_{2(g)}$$

Determine cuántos litros de hidrógeno gaseoso a 25 ºC y 748 mm Hg se producirán al tratar 70 g de magnesio cuya pureza es de 80% y con suficiente HCl.

16. Por acción de un exceso de hidróxido de sodio (NaOH) sobre 10,256 g de sulfato de amonio $(NH_4)_2SO_4$ se desprenden 3,62 L de amoniaco (NH_3) medidos a 18ºC y 745 mm Hg. Determine la pureza del sulfato de amonio. La reacción no balanceada es:

$$(NH_4)_2SO_{4\,(s)} + NaOH_{(ac)} \rightarrow Na_2SO_{4\,(ac)} + NH_{3\,(g)} + H_2O_{(ac)}$$

17. Caliza ($CaCO_3$) y carbón producen gas acetileno (C_2H_2) según la reacción no balanceada:

$$CaCO_{3\,(s)} + C_{(s)} + H_2O_{(l)} \rightarrow C_2H_{2(g)} + CO_{(g)} + CO_{2\,(g)} + Ca(OH)_{2\,(g)}$$

Si la reacción tiene un rendimiento de 75%, calcule el volumen de acetileno a 35ºC y 770 mm Hg, que pueden producirse a partir de 25,0 g de carbón de un 80% de pureza.

18. Un kg. de carbonato de sodio (Na_2CO_3) produce 340 g de NaOH, según la reacción no balanceada:

$$Na_2CO_3 + Ca(OH)_2 \rightarrow NaOH + CaCO_3$$

Determine el rendimiento de la reacción

19. Determine a partir de la ecuación no balanceada:

$$Fe_{(s)} + HCl_{(ac)} \rightarrow FeCl_{3\,(s)} + H_2\,(g)$$

A. El número de moles de $FeCl_3$ que se obtienen a partir de 7 moles de Fe y 15 moles de HCl

B. El rendimiento de la reacción si a partir de 50 g. de una muestra de hierro con 94 % de pureza, se obtienen 2240 mL de gas hidrógeno (H_2) medidos a 0ºC y 760 mm Hg

20. El nitrito de potasio (KNO_2) se prepara por reducción del nitrato de potasio (KNO_3) en presencia de carbón según la reacción no balanceada:

$$KNO_3 + C_{(s)} \rightarrow KNO_2 + CO_2\,(g)$$

A. Calcular la masa de KNO_3 necesarios para obtener 20 L de CO_2 a 25 ºC y 780 mm Hg.

B. Si se mezclan 3 moles de KNO_3y 0,5 moles de carbón, ¿qué masa de KNO_2 se forma?

C. Si se obtienen 1,3 g. de KNO_2 partir de 3,2 g. de KNO_3 (100% puro), ¿cuál es el rendimiento de la reacción?

21. El litio reacciona con el agua de acuerdo a la reacción no balanceada:

$$Li_{(s)} + H_2O_{(l)} \rightarrow LiOH_{(ac)} + H_{2(g)}$$

Si el rendimiento es del 80%, ¿qué masa de H_2 se producirá si reaccionan 6,22 moles de litio con suficiente agua.

22. El agua se descompone según la reacción no balanceada:

$$H_2O_{(l)} \rightarrow H_{2\,(g)} + O_{2(g)}$$

A partir de 40 moles de H_2O se obtiene 620 g de O_2. ¿Cuál es el rendimiento de la reacción?

23. Determina cuál es el reactivo limitante si hacemos reaccionar 25 mL de disolución 0,4 M de NaOH, con 40 mL de disolución 0,3 M de HCl.

24. El aluminio reacciona con el ácido clorhídrico, dando cloruro de aluminio e hidrogeno. Se hacen reaccionar 90 g de una muestra de aluminio de 80 % de pureza con ácido clorhídrico.

A. Escribir la ecuación química y balancearla.

B. Calcule el volumen de disolución de ácido 5 M necesario para que reacciones completamente con la muestra de aluminio.

C. El volumen de H_2 obtenido a 20 ºC y 700 mm Hg cuando la muestra de aluminio reacciona completamente.

25. Cincuenta gramos de cinc impuro se disuelven en 129 mL de disolución acuosa de ácido clorhídrico de densidad 1,18 g/mL y concentración del 35% en peso, los productos de la reacción son cloruro de cinc e hidrogeno gaseoso.

A. Escribir la ecuación química y balancearla.

B. La molaridad de la disolución usada de ácido clorhídrico

C. El tanto por ciento de pureza

26. Se disuelven 2,14 g de hidróxido bárico en agua de forma que se obtienen 250 mL de disolución.

A. ¿Cuál es la concentración molar de esta disolución?

B. ¿Cuántos moles de ácido clorhídrico se necesitan para neutralizar esta disolución?

C. Si la disolución de este ácido es de concentración 0,1 M, ¿cuántos mL de dicha disolución son necesarios para dicha neutralización?

27. Dispone de una muestra de 12 g de cinc comercial e impuro que se hace reaccionar con una disolución de ácido clorhídrico del 35% en peso y 1,18 g/mL de densidad. Como productos de la reacción se originan cloruro de cinc e hidrógeno.

A. Escribir la ecuación química y balancearla.

B. Determina la concentración molar del ácido.

C. Si para la reacción del cinc contenido en la muestra se consumen 30 mL del ácido, calcula el porcentaje de pureza de cinc en la muestra original.

28. La reacción entre una disolución acuosa de ácido bromhídrico con cinc metal conduce a la formación de bromuro de cinc e hidrógeno gas.

A. Escribir la ecuación química y balancearla.

B. ¿Qué volumen de ácido de concentración 0,2 M se requiere para reaccionar con 1,8 g de cinc?

C. ¿Qué volumen del ácido comercial del 45% en peso y 1,45 g/mL debe tomarse para preparar el volumen necesario de la disolución 0,2 M del apartado anterior?

D. ¿Qué volumen de hidrógeno, medido a 30 ºC y 800 mm Hg de presión, se obtiene a partir de los gramos de cinc iniciales?

29. En un generador portátil de hidrógeno se hacen reaccionar 30 g de hidruro de calcio con 30 g de agua, según la reacción:

$$CaH_{2(s)} + H_2O(l) \rightarrow Ca(OH)_{2(ac)} + H_{2(g)}$$

Después de ajustar la reacción, calcula:

A. ¿Qué reactivo sobra y en qué cantidad?.

B. El volumen de hidrógeno que se produce a 20 ºC y 745 mm de Hg.

C. El rendimiento de la reacción si el volumen real producido fue 34 L a 20 ºC y 745 mm de Hg.

30. Calcule la cantidad de caliza (carbonato cálcico impuro) de 85 % de pureza que podrá reaccionar con 200 mL de ácido clorhídrico 1 M. La ecuación química balanceada es:

$$CaCO_{3(s)} + 2\ HCl_{(ac)} \rightarrow CaCl_{2(ac)} + CO_{2(g)} + H_2O_{(l)}$$

31. El amoníaco se puede obtener calentando cloruro amónico con hidróxido sódico según la ecuación: $NH_4Cl_{(s)} + NaOH_{(ac)} \rightarrow NH_{3(g)} + NaCl_{(ac)} + H_2O_{(l)}$

¿Cuántos gramos de una muestra de cloruro amónico que tiene el 12 % de impurezas se necesita para obtener 3 L de NH_3 gas medido a 25 ºC y 1 atm?

32. Se hacen reaccionar 100 g de Zn con ácido clorhídrico en exceso para obtener hidrógeno y cloruro de cinc.

A. Escribe la reacción química balanceada.

B. ¿Qué masa de HCl reaccionará?

C. ¿Qué volumen de hidrógeno medido en condiciones normales se obtiene?

33. El cinc reacciona con el ácido sulfúrico para obtener sulfato de cinc e hidrógeno.

A. Escribe la reacción ajustada.

B. ¿Qué volumen de hidrógeno medido a 700 mmHg de presión y 298 K, se obtiene cuando hacemos reaccionar 10 g de cinc con exceso ácido sulfúrico?

34. El ácido nítrico concentrado reacciona con el cobre para formar nitrato de cobre (II), dióxido de nitrógeno y agua según la reacción:

$$4\ HNO_{3(ac)} + Cu_{(s)} \rightarrow Cu(NO_3)_{2(ac)} + 2\ NO_{2(g)} + 2\ H_2O_{(l)}$$

Calcula:

A. ¿Cuántos mL de una disolución de ácido nítrico del 90% en peso y densidad 1,4 g/mL se necesitan para que reaccionen 5 g de cobre?

B. ¿Qué volumen de dióxido de nitrógeno medido a 20 °C y 670 mm Hg de presión se formará cuando reaccionan completamente los 5 g de cobre?

35. El diborano, B_2H_6 , puede obtenerse mediante la reacción:

$$3\ NaBH_4 + 4\ BF_3 \rightarrow 3\ NaBF_4 + 2\ B_2H_6$$

Teniendo en cuenta que el rendimiento de la reacción es del 70%, y que el BF_3 se encuentra en exceso, ¿Cuántos moles de $NaBH_4$ serán necesarios para obtener 0,200 moles de B_2H_6?

36. El bromo se puede obtener en el laboratorio por reacción entre el bromuro de potasio, ácido sulfúrico y oxido de manganeso (IV), de acuerdo con la siguiente **ecuación balanceada**:

$$2\ KBr + MnO_2 + 3\ H_2SO_4 \rightarrow 2\ KHSO_4 + MnSO_4 + Br_2 + 2\ H_2O$$

¿Qué masa de bromo ($\mathcal{M}$=159,8 g/mol) que se obtiene, si se hacen reaccionar 134,5 g de bromuro de potasio ($\mathcal{M}$= 119 g/mol) puro con 56,5 g de óxido de manganeso ($\mathcal{M}$= 86,9 g/mol) al 92,5% de pureza y 184,2 g de ácido sulfúrico ($\mathcal{M}$=98 g/mol) al 60% de pureza?

RESULTADOS ESTEQUIOMETRIA

1.
A. $Cu + 4\ HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + 2\ NO_2 + 2\ H_2O$
B. $4\ NH_3 + 5\ O_2 \rightarrow 4\ NO + 6\ H_2O$
C. $8\ HI + H_2SO_4 \rightarrow 4\ I_2 + H_2S + 4\ H_2O$
D. $Fe_2(SO_4)_3 + 3\ BaCl_2 \rightarrow 3\ BaSO_4 + 2\ FeCl_3$
E. $MgCl_2 + 2\ AgNO_3 \rightarrow 2\ AgCl + Mg(NO_3)_2$
F. $H_2SO_4 + Ba(OH)_2 \rightarrow BaSO_4 + 2\ H_2O$
G. $FeCl_3 + 3\ NH_4OH \rightarrow Fe(OH)_3 + 3\ NH_4Cl$
H. $2\ H_2O_2 \rightarrow 2\ H_2O + O_2$
I. $Hg_2(NO_3)_2 + 2\ HCl \rightarrow Hg_2Cl_2 + 2\ HNO_3$
J. $4\ Au + 8\ KCN + O_2 + 2\ H_2O \rightarrow 4\ KAu(CN)_2 + 4\ KOH$
K. $P_4O_{10} + 6\ H_2O \rightarrow 4\ H_3PO_4$

2.
A. 3,75 moles de D
B. 2 moles de B

3. 7,5 moles

4. 12,19 g de Ca (12 g considerando cifras significativas)

5. 274,5 g FeS

6.
A. 0,76 mol H_2
B. 171 L de H_2 .

7. 71,3 L de oxígeno

8. 19,34 L de Cl_2

9. 41,47 g MgO

10. 6,9 g H_2SO_4

11. 325,3 g de CO_2 y 165,6 L de CO_2

12. 36,1 L H_2

13. 30,3% de pureza

14. 81.65% Al

15. 57,88 L de H_2

16. 95,9 % de pureza

17. 10,39 L de C_2H_2

18. 45,05% de rendimiento

19.
A. 5 moles de $FeCl_3$
B. 7,94 % Rendimiento

20.
A. 169,9 g KNO_3
B. 85,1 g KNO_2
C. 48,20 % Rendimiento.

21. 4,98 g H_2

22. 96,88% Rendimiento

23. NaOH

24. **A.** **$3\ Al_{(s)} + 6\ HCl_{(ac)} \rightarrow 2\ AlCl_{3(ac)} + 3\ H_{2(g)}$**
B. 1,6 L de HCl
C. 104,3 L de H_2

25. **A.** 11,3 M de HCl
B. 95,5 % pureza

26. **A.** 0,05 M de $Ba(OH)_2$
B. 0,025 moles de HCl
C. 0,25 L HCl

27. **A.** $Zn_{(s)} + 2\ HCl_{(ac)} \rightarrow ZnCl_{2(ac)} + H_{2(g)}$
B. 11,3 M de HCl
C. 92,3 % pureza

28. **A.** $Zn_{(s)} + 2\ HBr_{(ac)} \rightarrow ZnBr_{2(ac)} + H_{2(g)}$
B. 0,275 L de HBr
C. 6,8 mL deHBr
D. 0,65 L de H_2

29. **A.** sobran 4,29 g de agua
B. 34,97 L de H_2
C. 97,1% Rend.

30. 11,76 g carbonato de calcio

31. 7,74 g Cloruro de amonio

32. **A.** **$Zn_{(s)} + 2\ HCl_{(ac)} \rightarrow ZnCl_{2(ac)} + H_2O_{(l)}$**
B. 111,6 g de HCl
C. 34,25 L de H_2

33. **A.** **$Zn_{(s)} + H_2SO_{4(ac)} \rightarrow ZnSO_{4(ac)} + H_{2(g)}$**
B. 4,06 L de H_2

34. **A.** 15,7 mL de HNO_3
B. 4,3 L de NO_2

35. 0,429 molde $NaBH_4$

36. 60,2 g de bromo

GUÍA 9: EQUILIBRIO QUÍMICO

1. De las siguientes afirmaciones relacionadas con el equilibrio químico es (son) verdadera (s):

I. En el equilibrio químico coexisten productos formados y reactivos.

II. En el estado de equilibrio, la composición de reactivos y productos es constante

III. La constante de equilibrio depende de la temperatura, pero no de la presencia de catalizadores.

A. I y II
B. II y III
C. Sólo III
D. Sólo I
E. Todas

2. Cuando la reacción: $\mathbf{A(g) + B(g) \rightleftharpoons C(g) + D(g)}$ $\mathbf{K_C = 10^{-1}}$

Alcanza el equilibrio, se podría afirmar que:

I. Las concentraciones de A, B, C y D son iguales.
II. Las concentraciones de A, B, C y D se mantienen constantes.
III. Por cada mol de A en el equilibrio existirá igual número de moles de C y D
IV. La razón [A] [B] / [C] [D] =10
V. La velocidad de las reacciones directa e inversa se han igualado

Es correcto:

A. I y II
B. II y III
C. III, IV y V
D. Sólo V
E. II, IV y V

3. Escriba las expresiones para las constantes de equilibrio, K_C y K_P cuando corresponda, para cada una de las siguientes reacciones:

A. $H_2O\,(l) \rightleftharpoons H_2O(g)$

B. $2\,Mg\,(s) + O_2(g) \rightleftharpoons 2\,MgO(s)$

C. $PCl_5(g) \rightleftharpoons PCl_3(g) + Cl_2(g)$

D. $CaCO_3(s) + 2H^+(ac) \rightleftharpoons Ca^{2+}(ac) + CO_2(g) + H_2O(l)$

E. $2\,NaHCO_3(s) \rightleftharpoons Na_2CO_3(s) + CO_2(g) + H_2O(g)$

F. $3\,O_2(g) \rightleftharpoons 2\,O_3(g)$

G. $HCOOH\,(ac) \rightleftharpoons H^+(ac) + HCOO^-(ac)$

H. $2\,NO_2(g) + 7\,H_2(g) \rightleftharpoons 2\,NH_3(g) + 4\,H_2O(l)$

I. $N_2O_5(g) \rightleftharpoons 2\,NO_2(g) + \frac{1}{2}\,O_2(g)$

J. $TiCl_4(g) + O_2\,(g) \rightleftharpoons TiO_2(s) + 2\,Cl_2\,(g)$

K. $CaCO_3(s) \rightleftharpoons CaO(s) + CO_2(g)$

4. Determine K_P para el equilibrio siguiente a 1273 ºC si K_C es $2{,}24 \times 10^{22}$ a la misma temperatura.

$$2\,CO(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2\,CO_2(g)$$

5. Las siguientes constantes de equilibrio han sido determinadas para el ácido sulfhídrico a 25 ºC. Con esta información determine la constante de equilibrio Kc para la reacción siguiente a la misma temperatura.

$$H_2S\,(ac) \rightleftharpoons 2\,H^+(ac) + S^{2-}(ac)$$

Datos:

$$H_2S(ac) \rightleftharpoons H^+(ac) + HS^-(ac) \qquad Kc' = 5{,}70 \cdot 10^{-8}$$

$$HS^-(ac) \rightleftharpoons H^+(ac) + S^{2-}(ac) \qquad Kc'' = 1{,}20 \cdot 10^{-13}$$

6. La constante K_C para la siguiente reacción es 0,650 a 200 ºC.

$$N_2(g) + 3\,H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$$

A. Determine el valor de Kp

B. Determine el valor de Kc para : $2\,NH_3\,(g) \rightleftharpoons N_2\,(g) + 3\,H_2\,(g)$

C. Determine el valor de Kc para: $\frac{1}{2}\,N_2(g) + 3/2\,H_2\,(g) \rightleftharpoons NH_3\,(g)$

7. Compare estas dos reacciones de acuerdo a la tendencia de los reactantes a convertirse en productos:

$$N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2\,NO_2(g) \qquad K = 0{,}2$$

$$N_2\,(g) + 3\,H_2(g) \rightleftharpoons 2\,NH_3(g) \qquad K = 4{,}34 \times 10^{-3}$$

8. Si para el equilibrio: $A_2(g) + B_2(g) \rightleftharpoons AB\,(g)$ $K_C = 10$ entonces para el equilibrio: $4\,AB(g) \rightleftharpoons 2\,A_2(g) + 2\,B_2(g)$

¿Cuánto valdrá K_C?

9. Para los equilibrios:

$$2\,SO_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2\,SO_3(g) \qquad K_1$$

$$2\,SO_3(g) \rightleftharpoons 2SO_2(g) + O_2(g) \qquad K_2$$

¿Cómo se relacionan los valores de las constantes de equilibrio?

10. En el equilibrio: $2\,NO_2\,(g) + 4\,CO\,(g) \rightleftharpoons CO_2(g) + N_2(g)$ $K_C = 1{,}8$ a 500 K. ¿Cuál de las siguientes expresiones permite calcular K_p?:

A. $K_C = K_p$

B. $K_C = K_p RT$

C. $K_p = RT / K_C$

D. $K_C = K_p / RT$

E. $K_p = K_C\,RT$

11. Un recipiente de 306 mL contiene a 35 °C una mezcla gaseosa en equilibrio de 0,384g de NO_2 y 1,653 g de N_2O_4. ¿Cuál es el valor de la constante de equilibrio K_C para la reacción?

$$N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2\,NO_2(g)$$

12. Se inyecta 1,25 mol de NOCl en un reactor de 2,5 L a 427 °C. Una vez alcanzado el equilibrio quedan 1,10 mol de NOCl. Calcule K_C para la reacción:

$$2\ NOCl\ (g) \rightleftharpoons 2\ NO\ (g) + Cl_2(g)$$

13. 1,0 mol por litro de aldehído fórmico (HCHO) se ubica en un reactor y se calienta a 500 ºC estableciéndose el equilibrio que se señala. En este estado se encuentra 0,2 moles de H_2 por litro. Calcule K_c.

$$HCHO(g) \rightleftharpoons H_2(g) + CO(g)$$

14. A 250 °C se introdujeron 0,11 moles de PCl_5 en un recipiente de 1 L y se estableció el equilibrio:

$$PCl_5(g) \rightleftharpoons PCl_3(g) + Cl_2(g)$$

En equilibrio la concentración de PCl_3 es 0,05 moles/L. ¿Cuál es el valor de K_C a 250°C?

15. La constante de equilibrio K_P para la reacción:

$$2\ SO_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2\ SO_3(g)$$ es 5,6 **x**10^4 a 350 ºC.

Se mezcla SO_2 y O_2 inicialmente a una presión de 0,350 atm y 0,762 atm, respectivamente, a 350ºC. Cuando la mezcla alcanza el equilibrio ¿es la presión total menor o mayor que la suma de las presiones iniciales, es decir 1,112atm?

16. A 400°C, K_C= 64 para el equilibrio: $H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2\ HI(g)$

Calcule la concentración de HI en el equilibrio, si inicialmente se introducen 3,0 molde H_2 y 3,0 mol de I_2 en un recipiente de 4,0 L a 400 °C.

17. Considere el equilibrio: $2\ NOBr(g) \rightleftharpoons 2NO(g) + Br_2(g)$

Si el bromuro de nitrosilo (NOBr) estádisociado en un 34 % a 25 ºC y la presión total es 0,25 atm, calcule K_PyK_C.

18. Para la siguiente reacción a 25°C:

$$N_2(g) + 3\ H_2(g) \rightleftharpoons 2\ NH_3(g) + 92{,}4\ kJ$$

Se desea aumentar el rendimiento de NH_3(g). Indique si la modificación del equilibrio planteada logrará este efecto.

I. _____ Bajar la temperatura
II. _____ Aumentar la temperatura
III. _____ Aumentar el volumen del reactor
IV. _____ Reducir el volumen
V. _____ Agregar un catalizador
VI. _____ Retirar el NH_3(g) a medida que se produce

19. Dada la siguiente ecuación

$$2\ H_2O\ (g) + 2\ Cl_2\ (g) \rightleftharpoons 4\ HCl\ (g) + O_2\ (g) \quad \Delta H° = +63\ KJ$$

Indique con una flecha la dirección del efecto que tiene sobre el equilibrio las siguientes alteraciones de acuerdo al principio de Le Chatelier.

	Alteración	Efecto
A	Extrae Cl_2	
B	Agrega O_2	
C	Aumentar la P	
D	Disminuir la T	
E	Aumentar el V	

20. En un reactor de 20 L, se introducen 10, 1 moles de nitrógeno gaseoso (N_2) y 16,1 moles de hidrogeno gaseoso (H_2). El sistema se calienta a 500° C y al alcanzar el equilibrio hay 3,8 moles de amoniaco gaseoso (NH_3), La reacción es exotérmica. Determine Kc y Kp

$$N_2\ (g) + 3\ H_2\ (g) \rightleftharpoons 2\ NH_3\ (g)$$

21. A 3000 K el dióxido de carbono se disocia de acuerdo al proceso

$$2\ CO_2\ (g) \rightleftharpoons 2\ CO\ (g) + O_2\ (g)$$

Si K_p para esta reacción es 6,15. Determine el Kc para la reacción.

22. Para la siguiente reacción:

$$CO_2\ (g) + 2\ NH_3\ (g) \rightleftharpoons CO(NH_2)_2\ (s) + H_2O\ (g)$$

K_p= 12,4 a 900 K. Si las presiones iniciales de NH_3 y CO_2 son 0,15 atm cada una y la presión de H_2O es 0,05 atm. Justifique con cálculos, si el sistema esta o no en equilibrio y si no está hacia donde se desplaza el equilibrio.

23. El nitrógeno puede reaccionar con el hidrógeno para la obtención de amoníaco, según la siguiente reacción.

$$N_2\ (g) + 3H_2\ (g) \rightleftharpoons 2NH_3\ (g)$$

En un recipiente de 12 L inicialmente vacío, se introduce una mezcla de 6 moles de nitrógeno y 12 moles de hidrógeno. Se calienta hasta conseguir la temperatura de 500 °C en donde es alcanzado el equilibrio y se encuentra que existen 2.4 moles de H_2.

A. Determine las concentraciones de los reactantes y productos cuando el sistema alcanza el equilibrio.

B. Expresa y calcula la constante de equilibrio Kc.

C. ¿Cuál es Kp a esa misma temperatura?

D. ¿Cuál es la presión total del sistema, y cuáles son las presiones parciales de cada uno de los gases en equilibrio?

E. ¿Cómo se puede disminuir la concentración de NH_3?. Argumente su respuesta.

24. Para la siguiente reacción:

$$2\ H_2O\ (g) + 2Cl_2\ (g) \rightleftharpoons 4\ HCl\ (g) + O_2\ (g)$$

Kp = 8,0 a 900 K. Si las presiones iniciales de H_2O y Cl_2 son 0,10 atm cada una y las presiones de HCl y O_2 son 0,25 atm cada una. La aseveración correcta es:

A. La reacción está en equilibrio.
B. Qp>Kp y la reacción tiene lugar hacia la derecha.
C. Qp<Kp y la reacción tiene lugar hacia la izquierda.
D. Qp>Kp y la reacción tiene lugar hacia la izquierda.
E. Qp<Kp y la reacción tiene lugar hacia la derecha.

25. Suponiendo que en la siguiente reacción se ha alcanzado el equilibrio:

$$PbS\ (s) + 3\ O_2\ (g) \rightleftharpoons 2\ PbO\ (s) + 2\ SO_2\ (g)$$

I. Introducir O_2
II. Disminuir el volumen
III. Retirar O_2
IV. Aumentar la presión.

A. I, III y IV
B. I, II y III
C. Solo III
D. Solo II
E. Solo I

26. Cuando se calienta carbamato de amonio ($NH_4CO_2NH_2$) se descompone de acuerdo a la siguiente ecuación.

$$NH_4CO_2NH_2(s) \rightleftharpoons 2\ NH_3\ (g) + CO_2\ (g)$$

A determinada temperatura, la presión del sistema en equilibrio es 0,318 atm. El Kp de la reacción es.

A. $4,76 \times 10^{-3}$
B. $3,18 \times 10^{-1}$
C. $2,12 \times 10^{-1}$
D. $1,06 \times 10^{-1}$
E. 210,08

27. La reacción entre el dióxido de azufre gaseoso y el oxígeno es uno de los pasos en la producción industrial de ácido sulfúrico:

$$2\ SO_2\ (g) + O_2\ (g) \rightleftharpoons 2\ SO_3\ (g).$$

Una mezcla de SO_2 y O_2 se mantuvo a 800 K hasta que el sistema alcanzo el equilibrio. En ese momento la mezcla contiene $5,0 \times 10^{-2}$ M de SO_3;
$3,5 \times 10^{-3}$ M de O_2 y $3,0 \times 10^{-3}$ M de SO_2. Determine el valor de Kc y Kp a esta temperatura.

28. En el proceso de producción de hidrógeno mediante el reformado con vapor de metano, la siguiente reacción juega un papel clave

$$H_2(g) + CO_2(g) \rightleftharpoons H_2O\ (g) + CO\ (g)$$

Si se constatan 0,1 mol de H_2O y 0,1 mol de CO a 700 K en un recipiente de 100 mL permitiendo que se alcance el equilibrio. (Kc = 0,106 a 700 K), determine la fracción molar de hidrógeno en la mezcla en equilibrio.

29. En recipiente de 1,00 L se introduce 1 mol de H_2 y 1,00 mol de Br_2 y se deja que el sistema alcance el equilibrio. Si el valor de la constante Kc para el equilibrio que se indica es 0,0400. Determine la concentración de H_2 en el equilibrio, en mol/L.

$$2\ HBr\ (g) \rightleftharpoons H_2\ (g) + Br_2\ (g)$$

30. En un reactor de 10,0 L se introduce una mezcla de 1,84 moles de nitrógeno y 1,02 moles de oxígeno. Se calienta la mezcla hasta 1927 K, estableciéndose el siguiente equilibrio.

$$N_2\,(g) + O_2\,(g) \rightleftharpoons 2\,NO\,(g)$$

En estas condiciones reacciona el 1,09 % del nitrógeno existente. Calcule el valor de Kc en estas condiciones.

31. Se colocan 4 moles de PCl_5 en un recipiente de 2 L, donde a la temperatura de 100 °C se establece el siguiente equilibrio.

$$PCl_5\,(g) \rightleftharpoons PCl_3\,(g) + Cl_2\,(g)$$

Al establecerse el equilibrio se encontró 0,8 moles de cloro. Determine el porcentaje de disociación y Kc para esta reacción.

RESULTADOS

1. E

2. E

3.

A.	$Kc = [H_2O]$	$Kp = p\ H_2O$
B.	$Kc = 1/[O_2]$	$Kp = 1/p\ O_2$
C	**Kc =** $[PCl_3]x[Cl_2]/[PCl_5]$	$Kp = p\ PCl_3 x pCl_2 / p\ PCl_5$
D	**Kc =** $[Ca^{2+}]x[CO_2]/[H^+]^2$	$Kp = p\ CO_2$
E	**Kc =** $[CO_2]x[H_2O]$	$Kp = p\ CO_2 \times p\ H_2O$
F	**Kc =** $[O_3]^2 / [O_2]^3$	$Kp = p\ O_3^2 / p\ O_2^3$
G	$Kc = [H^+]x[HCOO^-]/[HCOOH]$	
H	**Kc** = $[NH_3]^2/[NO_2]^2x[H_2]^7$	$Kp = (pNH_3)^2/(pNO_2)^2x(pH_2)^7$
I	$Kc = [NO_2]^2x[O_2]^{1/2} /[N_2O_5]$	$Kp = (p\ NO_2)^2x\ (p\ O_2)^{1/2}/ (p\ N_2O_5)$
J	$Kc = [Cl_2]^2/ [TiCl_4]x[O_2]$	$Kp = (p\ Cl_2)^2/ (p\ TiCl_4)x(p\ O_2)$

4. $K_P = 1{,}77x10^{20}$

5. $Kc = 6{,}84 \cdot 10^{-21}$

6. A. $4{,}31\ x10^{-4}$
1,54

C. 0,806

7. El N_2O_4 tiene mayor tendencia a pasar a NO_2 porque su constante de equilibrio es mayor.

8. 10^{-2}

9. $K_2 = K_1^{-1}$

10. B

11. 0,0125

12. $5{,}6x10^{-4}$

13. $K_C = 0{,}05$

14. $K_C = 0{,}042$

15. La presión total será menor que la presión inicial, porque es igual a1,112-x.

16. $[HI] = 1{,}2 mol/L$
$[H_2] = 0{,}15 mol /L$
$[I_2] = 0{,}15 mol/L$

17. $K_p = 9{,}65\ x10^{-3}$; $Kc = 3{,}95 \cdot 10^{-4}$

18. I. Verdadero II. Falso III. Falso
IV. Verdadero V. Falso VI. Verdadero

19.

	Alteración	Efecto
A	Extrae Cl_2	←
B	Agrega O_2	←
C	Aumenta la P	←
D	Disminuir la T	←
E	Aumentar el V	→

20. Kc = 0,534: Kp = $1,3 \times 10^{-4}$

21. Kc = 0,025

22. Qp = 2,95; Kp>Qp y el equilibrio se desplaza a la derecha.

23. a) $[N_2]$ = 0,23 moles7L; $[H_2]$ = 0,2 moles/L ; $[NH_3]$ = 0,53 moles/L

b) Kc = 152,6

c) 0,038

d) P_{total} = 61,3atm; P_{N2} = 14,8 atm; PH_2 = 12,7 atm; PNH_3 = 33,8 atm.

e) Al retirar parte de uno o ambos reactantes, hará que el equilibrio se desplace hacia los reactantes disminuyendo así la concentración del producto en este caso el NH_3.

24. D

25. A

26. A

27. Kc = $7,9 \times 10^4$ y Kp = $1,2 \times 10^3$

28. χH_2 = 0,38

29. X 0,714 moles /L

30. Kc = $8,8 \times 10^{-4}$

31. 20 % y Kc = 0,033.

GUÍA 10: EQUILIBRIO IÓNICO

1. Clasifique las siguientes especies como ácidos o bases, indique la teoría utilizada y, las ecuaciones de ionización en solución acuosa y cuando corresponda los pares ácido-base conjugados:

A. $NaOH$
B. HNO_2
C. NH_4^+
D. H_2O
E. Cu^{2+}
F. SO_4^{2-}

2. Para cada reacción identifique si la especie se comporta como: ácido, base, ácido conjugado o base conjugada, de acuerdo a la teoría ácido-base de Brönsted- Lowry:

$$CO_3^{2-} + H_3O^+ \rightleftharpoons HCO_3^- + H_2O$$

$$H_2S + CN^- \rightleftharpoons HS^- + HCN$$

$$HCO_3^- + NH_3 \rightleftharpoons CO_3^{2-} + NH_4^+$$

$$H_2PO_4^- + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + HPO_4^{2-}$$

3. Dadas las siguientes constantes de acidez:

I. K_a **HCN**= 4,8 x10 $^{-10}$
II. K_a**HNO_2** = 5,1 x 10 $^{-4}$
III. K_a**HCl** = ∞

Determine si las alternativas son verdaderas o falsas:

A. El ácido más fuerte es el HCl
B. La base conjugada más fuerte es CN^-
C. El ácido más débil es el HCN
D. La base conjugada más débil es NO_2^-

4. Escriba la ecuación de ionización y la expresión de la constante de equilibrio, para las siguientes especies en solución acuosa:

A. Ácido acético
B. Amoníaco
C. Ácido cianhídrico

5. Considerando la ionización acuosa de los siguientes ácidos:

I. HCOOH (K_a = 1,77 x· 10^{-4});
II. CH_3COOH (K_a = 1,78 x 10^{-5});
III. CH_3CH_2COOH (K_a = 1,34 x 10^{-6}).

El ácido más débil originará al ión:

A. $HCOO^-$
B. CH_3COOH
C. CH_3COO^-
D. CH_3CH_2COOH
E. $CH_3CH_2COO^-$

6. El pH es:

I. Una medida del grado de acidez de una solución
II. Un concepto sólo aplicable a las soluciones ácidas
III. Igual a 10^{-7} en agua pura

Es verdadero:

A. Sólo I
B. Sólo II
C. Sólo III
D. I y II
E. I y III

7. Las condiciones que debe cumplir una solución ácida son:

I. $[H^+] > [OH^-]$ II. pH + pOH = 14 III. pH > 7

A. Todas
B. Sólo I
C. Sólo II
D. I y II
E. II y III

8. Ordene las siguientes soluciones en orden creciente de pH:

A. Solución de $[HO^-] = 3{,}4 \cdot 10^{-2}$ M
B. Solución de pOH = 2,1
C. Solución de $[H^+] = 1{,}8 \cdot 10^{-5}$ M

9. Si el pH de una disolución es 4,2, determine:

A. El pOH de la solución
B. La concentración de protones y
C. La concentración de iones HO^-

10. **A.** El pH del agua de lluvia es 4,98, calcule su $[H^+]$ y $[OH^-]$
B. Una solución de ácido nítrico tiene un pH de 2,25, ¿Cuál es la concentración del ácido?
C. Una solución de hidróxido de sodio tiene un pH de 11,75 calcule su $[H^+]$ y $[OH^-]$

11. Determine la concentración de todas las especies presentes en una solución acuosa de ácido clorhídrico 0,5 mol/L. ($K_a \rightarrow \infty$)

12. Calcule la concentración de todas las especies presentes en una solución acuosa de hidróxido de potasio 0,005 mol/L.($K_b \rightarrow \infty$)

13. Determine el pH, el pOH y la concentración de especies presentes en una solución 0,12 M de hidroxilamina (NH_2OH K_b=1,1 x 10^{-8}).

14. ¿Qué concentración de metilamina, CH_3NH_2, será necesaria para obtener una disolución de pH=11, si la constante de basicidad de la metilamina vale 4,4 x10^{-4}?

$$CH_3NH_2 + H_2O \rightleftharpoons OH^- + CH_3NH_3^+$$

15. Determine:

A. La concentración de iones acetato que habrá en una disolución 0,040 M de ácido acético (K_a= 1,8 x 10^{-5}).

B. El pH de la solución.

16. Calcular el porcentaje de ácido disociado en una solución 0,12 M de ácido acético (K_a= 1,8 x 10^{-5})

17. ¿Cuál es la concentración de ácido benzoico (K_a= 6,5 x 10^{-5}) y el pH de una disolución en la que el ácido está ionizado en un 1,8 %?

18. Determine el porcentaje de ionización en una disolución de metilamina0,4 M. (CH_3NH_2; K_b= 4,4 x10^{-4}**)**

19. Determine la Ka del ácido nitroso (HNO_2), si una solución 0,055 % m/ V del mismo posee un pH de 2,61. $\mathbf{HNO_2 \rightleftharpoons H^+ + NO_2^-}$

20. Determine la Ka de un ácido débil HA que esta disociado en un 5% y tiene una concentración de 0,01 M

21. Una solución acuosa de $Ba(OH)_2$ ($Kb \rightarrow \infty$) tiene un pH de 12,2. ¿Cuál es la molaridad del hidróxido de bario? $\mathbf{Ba(OH)_2 \rightarrow Ba^{+2} + 2\ OH^-}$

22. ¿Qué masa de hidróxido de sodio (K_b=∞) se necesita para preparar 250 mL de una solución de pH = 11?

23. ¿Qué masa de hidróxido de aluminio (K_b=∞) se necesita para preparar 250 mL de una solución de pH = 10,8?

24. Para una solución de HBrO 0,2 M cuya K_a = 2,5 x 10^{-9} indique:

A. Ecuación de disociación

B. La concentración de todas las especies presentes en el equilibrio

C. pH, pOH y porcentaje de disociación del ácido hipobromoso

25. Para una solución de amoniaco 0,08 M cuya K_b = 1,8 x 10^{-5} indique:

A. ecuación de disociación

B. la concentración de todas las especies presentes en el equilibrio

C. pH, pOH y porcentaje de disociación del amoníaco

26. Determine la K_a del ácido hipocloroso (HClO) si el pH de una solución 0,045 mol/L es 4,42.

27. ¿Determine el pH de una solución si se mezclan 10 mL HCl 0,25 M y de una solución de 25 mL de NaOH 0, 25 M? Suponga volúmenes aditivos

28. Calcule el volumen de las siguientes bases, al titular 100 mL de c/u de ellas, de concentración 0,150 M, con HBr 0,150 M:

A. Hidróxido de sodio,

B. Hidróxido de bario

C. Hidróxido de aluminio

29. Se neutralizan 20 mL de una solución de ácido clorhídrico 0,1 M con hidróxido de sodio 0,1 M. Indique cuál es el pH de la solución cuando se agregan los siguientes volúmenes (en mL) de NaOH.

A. 0
B. 1,0
C. 10,0
D. 15,0
E. 19,0
F. 19,9
G. 20,0
H. 20,1
I. 21,0
J. 25,0

30. Determine el pH de la solución que resulta al mezclar 50 mL de $Al(OH)_3$ ($Kb \rightarrow \infty$) 0,6 M con 50 mL de H_2SO_4 ($Ka \rightarrow \infty$) 0,3 M.

$$\mathbf{Al(OH)_3 + H_2SO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + H_2O}$$

RESULTADOS

1. A. **$NaOH(s)$** $\longrightarrow$ $Na^+(ac)$ + $HO^-(ac)$
Base de Arrhenius

B. **HNO_2 (l)**+ H_2O $\rightleftharpoons$ $H_3O^+(ac)$ + $NO_2^-(ac)$
ác. 1 base 2 ác. 2 base 1
Ácido de Arrhenius y Ác. De Lowry Brönsted

C. NH_4^++ H_2O $\rightleftharpoons$ $H_3O^+(ac)$ + NH_3
ác. 1 base 2 ác. 2 base 1
Ácido de Lowry Brönsted

D. $H_2O(l)$+ $H_2O(l)$ $\rightleftharpoons$ $H_3O^+(ac)$ + $HO^-(ac)$
ác. 1 base 2 ác. 2 base 1
Teoría de LowryBrönsted

E. $Cu^{2+}(ac)$ + $H_2O(l)$ $\rightleftharpoons$ $Cu(HO)_2$ (s) + $H^+(ac)$
Ácido de Lewis

F. $SO_4^{2-}(ac)$ + $2H_2O(l)$ $\longleftarrow$ H_2SO_4 (ac) + $2HO^-(ac)$
base 1 ác. 2 ác. 1 base 2
Base de Lowry Brönsted

2. Revise sus apuntes

3. A. Verdadero
B. Verdadero
C. Verdadero
D. Falso

4. A. CH_3COOH + H_2O $\rightleftharpoons$ CH_3COO^- + H_3O^+
B. $NH_3 + H_20$ $\rightleftharpoons$ NH_4^+ + OH^-
C. HCN + H_2O $\rightleftharpoons$ CN^- + H_3O^+

5. E

6. E

7. D

8. Solución D< C < B < A (pH_A=12,53, pH_B=11,9, pH_C=4,74, pH_D=4,00)

9. A. pOH=9,8 B. 6,31 x10^{-5} M C. 1,58 x10^{-10} M

10. A. 1,05x10^{-5} y 9,52x10^{-10}
B. 5,62x10^{-3}
C. 1,78x10^{-12} y 5,62x10^{-3}

11. $[H^+] = [Cl^-]$ = 0,5 mol/L, $[OH^-]$ = 2 x 10^{-14} mol/L

12. $[K^+] = [OH^-]$ = 0,005 mol/L, $[H^+]$ = 2 x 10^{-12} mol/L

13. pH = 9,6 pOH = 4,4 $[HO^-]$ = 3,63 · 10^{-5} M = NH_3OH^+

14. $[CH_3NH_2]$= 3,3 x10^{-3} M

15. A. $[CH_3COO^-]$ = 8,48 x10^{-4}M
B. pH = 3,07

16. 1,22 %

17. [Ácido benzoico]= 0,19 M pH = 2,46

18. 3,3 % de ionización

19. Ka= 6,5 x 10^{-4}

20. Ka= 2,5 x 10^{-5}

21. 0,008 M

22. 0,01 g de NaOH

23. 4,1 mg de $Al(OH)_3$

24. A. $HBrO \rightleftharpoons H^+ + BrO^-$
B. $[HBrO] = 0,2$ M ; $[H_3O^+] = [BrO^-] = 2,5 \cdot 10^{-5}$ M
C. pH = 4,70 pOH = 9,30 % disociación = 0,01

25. A. $NH_3 + H_20 \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$
B. $[NH_3]$= 0,079 M ; $[OH^-]= [NH_4^+]$= 1,2 x 10^{-3} M
C. pOH= 2,92 pH = 11,08 % disociación= 1,5

26. K_a= 3,2 x 10^{-8}

27. pH= 13,02

28. **A.** 100 mL NaOH **B.** 50 mL $Ba(OH)_2$ **C.** 33,3 mL $Al(OH)_3$

29. A. 1,00
B. 1,04
C. 1,48
D. 1.85
E. 2,59
F. 3,60
G. 7,00
H. 10,40
I. 11,39
J. 12,05

30. pH= 13,77

Guía 11: REDOX

1. Asignar el estado de oxidación a cada elemento de las siguientes especies:

A. $SiCl_4$
B. BF_4^-
C. ICl_3
D. PF_5
E. SF_6
F. SO_4^{-2}
G. ClO_4^-
H. $N_2H_5^+$
I. K_2MnO_4
J. H_2O_2
K. HCl
L. Cu
M. N_2
N. NH_3
Ñ. $K_2Cr_2O_7$

2. Determine el número de oxidación del los siguientes compuestos:

A. H_2S
B. H_2SO_3
C. H_2SO_4
D. SO_2
E. SO_3
F. $H_2S_2O_8$

3. ¿Cuáles de las siguientes ecuaciones son reacciones de óxido-reducción?

A. $FeCl_3 + HBr \rightarrow FeBr_3 + HCl$
B. $CoCl_3 + CeCl_3 \rightarrow CoCl_2 + CeCl_4$
C. $P_4 + 5\ O_2 \rightarrow P_4O_{10}$
D. $HClO + I_2 \rightarrow HIO + Cl_2$
E. $HCl + MnO_2 \rightarrow MnCl_2 + Cl_2$
F. $AlCl_3 + NaOH \rightarrow NaCl + Al(OH)_3$
G. $NH_3 + H_2O \rightarrow NH_4OH$

4. Determine los cambios en los números de oxidación de las especies participantes en las siguientes ecuaciones de óxido reducción:

A. $MnO_4^-(ac) + Cl^-(ac) \rightarrow Mn^{2+}(ac) + Cl_2(g)$
B. $Cr_2O_7^{2-}(ac) + NO_2^-(ac) \rightarrow NO_3^-(ac) + Cr^{3+}(ac)$
C. $Hg(l) + 2\ Fe^{3+}(ac) \rightarrow Hg^{2+}(ac) + 2\ Fe^{2+}(ac)$
D. $Pb(OH)_4^{2-}(ac) + ClO^-(ac) \rightarrow PbO_2(s) + Cl^-(ac)$

5. Al hacer reaccionar sulfuro de plomo (II) con el oxígeno del aire a altas temperaturas, se forma óxido de plomo (II) y dióxido de azufre.

A. Escriba e iguale la ecuación correspondiente.
B. Determine cuál es el agente oxidante y cuáles el agente reductor

6. Escriba la ecuación iónica y molecular balanceada de la siguiente reacción entre cobre metálico con ácido nítrico diluido, el cual se obtiene como productos dióxido de nitrógeno y nitrato de cobre (II).

7. Escriba la ecuación iónica y molecular balanceada de la reacción entre sulfuro de hidrógeno y permanganato potasio, generando azufre elemental e ion manganeso (II), en medio ácido (HCl).

8. Escriba la ecuación iónica y molecular balanceada correspondiente a la dismutación del cloro gaseoso a cloruro y clorato en medio básico. Suponga que la base utilizada es hidróxido de sodio.

9. Al completar y balancear la siguiente ecuación, en medio básico, con coeficientes enteros:

$$\mathbf{Pb(OH)_4^{2-}\ (ac) + ClO^-\ (ac) \rightarrow PbO_2\ (s) + Cl^-\ (ac)}$$

¿Indique cuántos iones hidróxido, HO^-, se necesitan y en qué lado de la ecuación deben aparecer?

A. 2, en el izquierdo
B. 2, en el derecho
C. 5, en el derecho
D. 4, en el izquierdo
E. 4, en el derecho

10. Balancee las siguientes semi-reacciones (SR) indicando si el proceso es de oxidación o de reducción.

A. $S_2O_8^{2-} \rightleftharpoons SO_4^{2-}$ (Medio básico)
B. $NO_3^- \rightleftharpoons N_2O$ (Medio ácido)
C. $Br^- \rightleftharpoons BrO_3^-$ (Medio básico)
D. $NO_3^- \rightleftharpoons NO_2^-$ (Medio ácido)
E. $Al \rightleftharpoons AlO_2^-$ (Medio básico)

11. Para cada una de las reacciones que aparecen a continuación, indique: ecuación balanceada, semi-reacción de oxidación y de reducción, agente oxidante y agente reductor.

$Cu + NO_3^- \rightleftharpoons Cu^{2+} + NO$ (Medio ácido)
$BrO^- \rightleftharpoons Br^- + BrO_3^-$ (Medio básico)
$Cr_2O_7^{2-} + Fe^{2+} \rightleftharpoons Cr^{3+} + Fe^{3+}$ (Medio ácido)
$Cl_2 + IO_3^- \rightleftharpoons IO_4^- + Cl^-$ (Medio básico)
$HNO_3 + H_2S \rightleftharpoons NO + S$ (Medio ácido)
$I^- + IO_3^- \rightleftharpoons I_2$ (Medio ácido)
$I_2 \rightleftharpoons I^- + IO_3^-$ (Medio básico)
$P_4 \rightleftharpoons PH_3 + H_2PO_2^-$ (Medio ácido)
$P_4 \rightleftharpoons PH_3 + H_2PO_2^-$ (Medio básico)

12. Balancee por el método del ión electrón modificado las siguientes reacciones que ocurren en medio acuoso y pH ácido:

A. $BiO_3^-(s) + Mn^{2+}(ac) \rightarrow Bi(s) + MnO_4^-(ac)$
B. $NiSO_4 + Na_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow Ni_2(SO_4)_3 + Cr_2(SO_4)_3 + Na_2SO_4$

13. Indique qué es una dismutación (no diga “es cuando”) y de un ejemplo

14. Balancee por el método del ión electrón modificado las siguientes reacciones que ocurren en medio acuoso y pH básico:

A. $ClO^{-}(ac) + Cr(OH)_4^{-}(ac) \rightarrow Cl^{-}(ac) + CrO_4^{2-}(ac)$

B. $Br_2(l) \rightarrow Br^{-}(ac) + BrO_3^{-}$

C. $KMnO_4 + KBr \rightarrow MnO_2(s) + KBrO_3$

15. Al igualar por el método del ión electrón modificado la ecuación B de la pregunta 4 indique ¿Cuántas moléculas de agua utiliza? Y ¿A qué lado de la ecuación final quedan?

A. 4 en el izquierdo
B. 6 en el derecho
C. 8 en el izquierdo
D. 7 en el derecho
E. 4 en el derecho

16. Balancee por el método del ión electrón modificado las siguientes reacciones que ocurren en medio acuoso y pH ácido e indique el agente oxidante y el agente reductor en cada caso:

A. $As_2O_3 + NO_3^{-} + H_2O \rightarrow AsO_4^{3-} + N_2O_3$
B. $Cr_2O_7^{2-} + I^{-} \rightarrow Cr^{3+} + H_2O + IO_3^{-}$
C. $I_2 + ClO^{-} \rightarrow IO_3^{-} + Cl^{-}$

17. Se construye una celda voltaica poniendo en uno de los compartimentos de electrodo una tira de cinc metálico en contacto con una solución de $Zn(NO_3)_2$, y en el otro una tira de níquel metálico en contacto con una solución de $NiCl_2$. Indique ¿cuál de las siguientes reacciones ocurre en el ánodo y cuál ocurre en el cátodo?

I. $Ni^{2+} + 2e^{-} \rightarrow Ni$
II. $Zn^{2+} + 2e^{-} \rightarrow Zn$
III. $Ni \rightarrow Ni^{2+} + 2e^{-}$
IV. $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e^{-}$

A. i en el ánodo, ii en el cátodo
B. i en el ánodo, iii en el cátodo
C. i en el ánodo, iv en el cátodo
D. i en el cátodo, iv en el ánodo
E. i en el cátodo, iii en el ánodo

18. Para lass emireacciones

$$Zn^{2+}(ac) + 2e^{-} \rightleftharpoons Zn(s) \qquad E^{o} = -0{,}76V$$

$$2H^{+}(ac) + 2e^{-} \rightleftharpoons H_2(g) \qquad E^{o} = 0{,}00V$$

A. ¿Cuál será el Eº para la reacción?

$$Zn(s) \longrightarrow Zn^{2+}(ac) + 2e^{-}$$

B. ¿Cuál será el Eº para la reacción:

$$Zn(s) + 2H^{+}(ac) \longrightarrow Zn^{2+}(ac) + H_2(g)$$

C. ¿Cuál será el Eº para la reacción:

$$Zn^{2+}(ac) + H_2(g) \longrightarrow Zn(s) + 2H^{+}(ac)$$

19. Si la siguiente reacción es espontánea tal como está escrita, entonces:

$$Cd^{o} + Cu^{2+} \rightarrow Cd^{2+} + Cu^{o}$$

A. El cadmio es el ánodo
B. El cobrees el cátodo
C. El cadmio se oxida
D. Los electrones van del Cd al Cu
E. Todas las anteriores

20. Considerando la siguiente tabla de potenciales estándar de reducción, se podría afirmar que el ión Cu^{2+} oxidará a:

Pb^{2+}	$+ 2e^{-} \rightarrow$	Pb (s)	$E^{o} = -0,13$
Fe^{2+}	$+ 2e^{-} \rightarrow$	Fe (s)	$E^{o} = -0,44$
Ag^{+}	$+ e^{-} \rightarrow$	Ag(s)	$E^{o} = +0,80$
Cr^{2+}	$+ 2e^{-} \rightarrow$	Cr(s)	$E^{o} = -0,90$
Cu^{2+}	$+ 2e^{-} \rightarrow$	Cu(s)	$E^{o} = +0,34$

A. Pb(s)
B. Fe(s)
C. Ag(s)
D. Cr(s)
E. Pb(s),Fe(s) yCr(s)

21. Utilizando la tabla de potenciales están dar de reducción determine. ¿Cuál de las siguientes especies es el agente oxidante más fuerte y cuáles el más débil, en solución ácida o neutra?: Ag_2CrO_4, AgF, HClO, H_2O_2, Cu^{2+}.

22. Para la siguiente celda galvánica:

$$PdCl_4^{2-} + Cd(s) \rightarrow Pd(s) + 4Cl^{-}(ac) + Cd^{2+}(ac) \qquad \Delta E = 1,03V$$

Determine:
A. ¿Es espontánea la reacción tal cual está escrita?
B. ¿Qué especie se oxida y cuál se reduce?
C. Escriba e iguale las semi-ecuaciones correspondientes

23. Dados los siguientes potenciales estándar de reducción:

$Cr^{3+} + 3e^{-} \rightarrow Cr(s)$	$E^{o} = -0,744$ V
$Al^{3+} + 3e^{-} \rightarrow Al(s)$	$E^{o} = -1,662$ V
$Cu^{2+} + 2e^{-} \rightarrow Cu(s)$	$E^{o} = +0,342$ V
$ClO_3^{-} + 6H^{+} + 5e^{-} \rightarrow \frac{1}{2} Cl_2 + 3H_2O$	$E^{o} = +1,470$ V
$Cr_2O_7^{2-} + 14H^{+} + 6e^{-} \rightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O$	$E^{o} = +1,232$ V

Determine:
A. ¿Cuál es el mejor agente oxidante y cuál es el mejor agente reductor?
B. ¿Cuál es la mejor pila que puede formar?
C. ¿Cuál es la reacción global de la celda?
D. Haga el diagrama resumido de la pila.

24. A partir de la siguiente información

$Li^{+} + e^{-} \rightleftharpoons Li$	Eº= - 3,05 V
$Cr^{3+} + e^{-} \rightleftharpoons Cr^{2+}$	Eº= - 0,41 V
$Fe^{3+} + e^{-} \rightleftharpoons Fe^{2+}$	Eº= + 0,77V
$Ag^{+} + e^{-} \rightleftharpoons Ag$	Eº= + 0,80V

¿Qué reacciones son espontáneas?, ¿Cuál es la más espontánea?

A. $Li + Cr^{3+} \rightleftharpoons Li^{+} + Cr^{2+}$

B. $Ag + Fe^{3+} \rightleftharpoons Ag^{+} + Fe^{2+}$

C. $Fe^{2+} + Li^{+} \rightleftharpoons Fe^{3+} + Li$

D. $Ag + Li^{+} \rightleftharpoons Ag^{+} + Li$

E. $Cr^{2+} + Ag^{+} \rightleftharpoons Cr^{3+} + Ag$

25. Para las siguientes SR en condiciones estándar, ¿Cuáles el oxidante más fuerte?

$Cr^{3+} + e^{-} \rightleftharpoons Cr^{2+}$	Eº = - 0,41 V
$2\,H^{+} + 2\,e^{-} \rightleftharpoons H_2$	Eº = 0,00 V
$I_2 + 2\,e^{-} \rightleftharpoons 2\,I^{-}$	Eº = 0,54 V

26. A partir de las siguientes SR elija la mejor pila y con ella haga un esquema de la pila indicando:

A. Semi-reacción de oxidación y de reducción

B. Especie que se oxida y especie que se reduce

C. Agente oxidante y agente reductor

D. Ánodo y cátodo

E. Dirección del flujo de electrones

F. Dirección del flujo de iones en cada semi-celda

$Cr^{3+} + 3\,e^{-} \rightleftharpoons Cr$	Eº = - 0,74 V
$4\,H^{+} + NO_3^{-} + 3\,e^{-} \rightleftharpoons NO + H_2O$	Eº = - 0,96 V
$O_2 + 4\,H^{+} + 4\,e^{-} \rightleftharpoons 2\,H_2O$	Eº = - 1,23 V
$Mg^{2+} + 2\,e^{-} \rightleftharpoons Mg$	Eº = - 2,38 V

27. A partir de los potenciales estándar de reducción de las semi-reacciones: Zn^{2+}/Zn = - 0,76 V y Fe^{2+}/Fe = - 0,44 V.

A. ¿Qué ocurrirá si a una disolución de sulfato de hierro (II), $FeSO_4$, le añadimos trocitos de Zn?

B. Y si le añadimos, en cambio limaduras de Cu (Eº Cu^{2+}/Cu = 0,34 V).

28. Dada la siguiente tabla de potenciales normales, expresados en volts

Par redox	E^0 (V)
Cl_2 / Cl^-	1,35
ClO_4^-/ClO_3^-	1,19
ClO_3^-/ClO_2^-	1,16
Cu^{2+}/Cu^0	0,35
SO_3^{2-}/ S^{2-}	0,23
SO_4^{2-} / S^{2-}	0,15
Sn^{4+}/Sn^{2+}	0,15
Sn^{2+}/Sn^0	-0,14

Escriba el nombre de:

A. La forma reducida del oxidante más fuerte.
B. Un catión que pueda ser oxidante y reductor.
C. La especie más reductora.
D. Un anión que pueda ser oxidante y reductor.
E. Escriba y ajuste dos reacciones que sean espontáneas entre especies de la tabla que correspondan a:
   - Una oxidación de un catión por un anión.
   - Una reducción de un catión por un anión.

29. Conociendo los siguientes potenciales estándares de reducción:

$E°\ (NO_3^-/NO) = +\ 0{,}96$ V
$E°\ (Fe^{3+}/Fe^{2+}) = +\ 0{,}77$ V
$E°\ (MoO_4^{2-}/Mo^{3+}) = +\ 0{,}51$ V
$E°\ (Fe^{2+}/Fe) = -\ 0{,}44$ V

I. El Fe puede ser oxidado a Fe(II) con MoO_4^{2-}
II. El Fe (II) puede ser oxidado a Fe(III) con NO_3^-
III. El Fe (II) puede ser oxidado entre Mo^{3+} y Fe^{3+}
IV. La mejor pila se formará entre Mo^{3+} y Fe^{3+}

A. I y II
B. II y III
C. III y IV
D. I, II y III
E. II, III y IV

30. Se tiene la siguiente reacción de reducción Fe^{3+}/Fe^{2+} que conectado a un electrodo estándar de hidrógeno, tiene un potencial de reducción de E°= + 0,77 V. Se puede predecir que ésta celda ocurre uno de los siguientes hechos:

A. El H^+ se reduce ($2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$)
B. El Fe^{2+} se oxida espontáneamente a Fe^{3+}
C. La reacción espontánea de éste electrodo es $Fe^{3+} + e^- \rightarrow Fe^{2+}$
D. El H_2 no participa de la reacción porque su potencial es 0,0 V
E. La reducción de Fe^{3+} a Fe^{2+} no es espontánea.

31. Dados los potenciales de reducción, puede afirmarse que la siguiente reacción:

$$2\ Br^{-}(ac) + Ni^{2+}(ac) \rightarrow Br_2(ac) + Ni(s)$$

$Br_{2\ (ac)} + 2\ e^{-} \rightarrow 2\ Br^{-}_{(ac)}$ $E^{o} = +\ 1{,}08\ V$

$Ni^{2}_{\ (ac)} + 2\ e^{-} \rightarrow Ni_{(s)}$ $E^{o} = -\ 0{,}26\ V$

A. No será espontánea, con potencial -0,82 V
B. Será espontánea, con potencial 0,82 V
C. No será espontánea, con potencial -1,34 V
D. Será espontánea, con potencial 1,34 V
E. Será espontánea, con potencial -1,34 V

RESULTADOS:

1. A. Si =+4; Cl =-1
B. B =+3; F=-1
C. I = +3; Cl -1
D. P = +5; F= -1
E. S =+5; F= -1
F. S =+6; O =-2
G. Cl =+7; O=-2
H. N =+3; H =-1
I. K = +1; Mn =+6; O=-2
J. H =+1; O = -1
K. H= +1 y Cl= -1
L. Cu = 0
M. N = 0
N. N =+3; H = -1
Ñ. K= +1; Cr = +6; O = -2

2. A. S = −2
B. S = +4
C. S = +6
D. S = +4
E. S = +6
F. S = +6, ácido peroxo disulfúrico o ácido octaoxosulfúrico(VI), posee un grupo peróxido en que los dos oxígenos que forman el puente de oxígeno poseen un número de oxidación −1.

3. B, C, D y E

4. A. Mn: **+**7 → **+**2 Cl: **-** 1→ **0**
B. Cr: **+**6 → **+**3 N: **+**3 → **+**5
C. Hg: 0 → **+**2 Fe: **+**3 → **+**2
D. Pb: **+**2 → **+**4 Cl: **+**1 → −1

5. A. $2\ PbS + 3O_2 \rightarrow 2PbO + 2SO_2$
B. Agente oxidante: O_2 y agente reductor PbS

6. Ec. Iónica: $Cu + 2\ NO_3^- + 4\ H^+ \rightarrow 2\ NO_2 + Cu^{2+} + 2\ H_2O$
Ec. Molecular: $Cu + 4\ HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + 2\ NO_2 + 2\ H_2O$

7. $5\ H_2S + 2\ MnO_4^- + 6\ H^+ \rightarrow 5\ S + 2\ Mn^{2+} + 8\ H_2O$

$5\ H_2S + 2\ KMnO_4 + 6\ HCl \rightarrow 5\ S + 2\ MnCl_2 + 2\ KCl + 8\ H_2O$

8. $3\ Cl_2 + 6\ HO^- \rightarrow ClO_3^- + 5\ Cl^- + 3\ H_2O$
$3\ Cl_2 + 6\ NaOH \rightarrow NaClO_3 + 5\ NaCl + 3\ H_2O$

9. B

10. A. $2e^- + S_2O_8^{2-} \rightleftharpoons 2\ SO_4^{2-}$ SRR

B. $8e^- + 10\ H^+ + 2NO_3^- \rightleftharpoons N_2O + 5H_2O$ SRR

C. $Br^- + 6\ OH^- \rightleftharpoons BrO_3^- + 3H_20 + 6e^-$ SRO

D. $NO_3^- + 2\ H^+ + 2e^- \rightleftharpoons NO_2^- + H_2O$ SRR

E. $Al + 4\ OH^- \rightleftharpoons AlO_2^- + 2\ H_2O + 3e^-$ SRO

11. $\mathbf{3\ Cu^+ + 8H^+ + 2NO_3^- \rightarrow 3Cu^{2+} + 2NO + 4\ H_2O}$

Semi-reacción oxidación: $Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2e^-$

Semi- reacción reducción: $2NO_3^- + 4H^+ + 3e^- \rightarrow NO + 2H_2O$

Agente oxidante: NO_3^-

Agente reductor: Cu

$\mathbf{3\ BrO^- \rightarrow BrO_3^- + Br^-}$

Semi-reacción oxidación: $4OH^- + BrO^- \rightarrow BrO_3^- + 4\ e^- + 2\ H_2O$

Semi- reacción reducción: $H_2O + 2e^- + BrO^- \rightarrow Br^- + 2OH^-$

Agente oxidante: BrO^-

Agente reductor: BrO^-

$\mathbf{Cr_2O_7^{-2} + 6\ Fe^{2+}\ 14H^+ \rightarrow 2Cr^{+3} + 7\ H_2O + 6\ Fe^{3+}}$

Semi-reacción de oxidación: $Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+} + e^-$

Semi-reacción de reducción: $Cr_2O_7^{2-} + 6\ e^- + 14\ H^+ \rightarrow 2Cr^{3+} + 7\ H_2O$

Agente oxidante: $Cr_2O_7^{2-}$

Agente reductor: Fe^{2+}

$\mathbf{IO_3^- + 2OH^- + Cl_2 \rightarrow IO_4^- + 2Cl^- + H_2O}$

Semi- reacción de oxidación: $IO_3^- + 2OH^- \rightarrow IO_4^- + 2e^- + H_2O$

Semi-reacción de reducción: $Cl_2 + 2e^- \rightarrow 2Cl^-$

Agente oxidante: Cl_2

Agente reductor: IO_3^-

$\mathbf{2HNO_3 + 3H_2S \rightarrow 2\ NO + 4H_2O + 3S}$

Semi- reacción de oxidación: $H_2S \rightarrow S + 2e^- + 2H^+$

Semi-reacción de reducción: $HNO_3 + 3H^+ + 3e^- \rightarrow NO + 2H_2O$

Agente oxidante: HNO_3

Agente reductor: H_2S

$\mathbf{10\ I^- + 12H^+ + 2IO_3^- \rightarrow 5\ I_2 + I_2 + 6H_2O}$

Semi- reacción de oxidación: $2I^- \rightarrow I_2 + 2e^-$

Semi-reacción de reducción: $2IO_3^- + 12H^+ + 10e^- \rightarrow I_2 + 6\ H_2O$

Agente oxidante: IO_3^-

Agente reductor: I^-

$\mathbf{12OH^- + 6\ I_2 \rightarrow 2IO_3^- + 10I^- + 6H_2O}$

Semi- reacción de oxidación: $I_2 + 12OH^- \rightarrow 2IO_3^- + 10\ e^- + 6H_2O$

Semi-reacción de reducción: $I_2 + 2e^- \rightarrow 2I^-$

Agente oxidante: I_2

Agente reductor: I_2

$4\ \mathbf{P_4 + 2H_2O \rightarrow 4PH_3 + 12H_2PO_2^- + 12H^+}$

Semi- reacción de oxidación: $P_4 + 12H^+ \rightarrow 4PH_3 + 12\ e^-$

Semi-reacción de reducción: $P_4 + 8H_2O + 4e^- \rightarrow 4H_2PO_2^- + 8H^+$

Agente oxidante: P_4

Agente reductor: P_4

$$4\ P_4 + 12H_2O + 12OH^- \rightarrow 12H_2PO_2^- + 4PH_3$$

Semi- reacción de oxidación: $OH^- + P_4 \rightarrow 4H_2PO_2^- + 4e^-$

Semi-reacción de reducción: $12H_2O + 12\ e^- + P_4 \rightarrow 4\ PH_3 + 12OH^-$

Agente oxidante: P_4

Agente reductor: P_4

12. A. $BiO_3^- + Mn^{2+} + H_2O \rightarrow Bi + MnO_4^- + 2\ H^+$

B. $6\ Ni^{2+} + Cr_2O_7^{2-} + 14\ H^+ \rightarrow 6\ Ni^{3+} + 2\ Cr^{3+} + 7\ H_2O$

13. **Dismutación** es una reacción redox donde una especie se oxida y se reduce, en un medio determinado, originando dos productos distintos, provenientes de la oxidación y de la reducción de la especie.

$$Cl_2\,(g) \rightarrow ClO_3^-\,(ac) + Cl^-\,(ac)$$

14. A. $3\ ClO^- + 2\ Cr(OH)_4^- + 2\ OH^- \rightarrow 3\ Cl^- + 2\ CrO_4^{2-} + 5\ H_2O$

B. $12OH^- + 6\ Br_2 \rightarrow 10Br^- + 2BrO_3^- + 6\ H_2O$

C. $H_2O + 2\ MnO4^- + Br^- \rightarrow 2\ MnO_2 + BrO_3^- + 2\ OH^-$

15. E

16. A. $As_2O_3 + 2\ NO_3^- + 2\ H_2O \rightarrow 2\ AsO_4^{3-} + N_2O_3 + 4\ H^+$

Agente oxidante: NO_3^- ; agente reductor: As_2O_3

B. $8H^+ + Cr_2O_7^{2-} + I^- \rightarrow 2\ Cr^{3+} + 4\ H_2O + IO_3^-$

Agente oxidante: $Cr_2O_7^{-2}$; agente reductor: I^-

C. $H_2O + I_2 + 5\ ClO^- \rightarrow IO_3^- + 2\ H^+ + 5\ Cl^-$

Agente oxidante: ClO^-; agente reductor: I_2

17. D, porque en esos casos el ΔE^opila es positivo

18. A. $E^o = 0{,}76$ V

B. $E^o = 0{,}76$ V

C. $E^o = -0{,}76$ V

19. E

20. E

21. Agente oxidante más fuerte: H_2O_2

Agente oxidante más débil: Cu^{2+}

22. A. Sí, porque el ΔE es positivo

B. Se oxida el Cd y se reduce el Pd^{2+}

C. $PdCl_4^{2-}(ac) + 2\bar{e} \rightarrow Pd(s) + 4Cl^-$ Reducción 0,591 V

$Cd(s) \rightarrow Cd^{2+}(ac) + 2\bar{e}$ Oxidación $-(-0{,}403)$ V

23. A. ClO_3^- es el mejor agente oxidante - Al(s) es el mejor agente reductor

B. $Al^{3+}/Al(s)$ con ClO_3^-/Cl_2

C. $10\ Al(s) + 6\ ClO_3^- + 36\ H^+ \rightarrow 10\ Al^{3+} + 3Cl_2 + 18\ H_2O$

D. $Al(s) / Al^{3+}(1\ M) // ClO_3^-(1\ M) / Cl_2\ (g) / Pt(s)$

24. A. + 2,64 V
B. - 0,03 V
C. - 3,82 V
D. - 3,85 V
E. +1,21 V.
Espontáneas A y E. La más espontánea: A

25. I_2

26. A. SRO $Mg \rightleftharpoons Mg^{2+} + 2\ e^-$
SRR $Cr^{3+} + 3\ e^- \rightleftharpoons Cr$
B. Se oxida Mg y se reduce Cr^{3+}
C. Agente Oxidante: Cr^{3+} Agente reductor: Mg
D. Ánodo: Mg Cátodo: Cr
E. Ánodo a cátodo
F. Aniones al ánodo y cationes al cátodo

27. A. Si hay reacción.
B. No hay reacción

28. A. Cl^-
B. Sn^{2+}
C. Sn^0
D. ClO_3^-
E. $ClO_3^- + Sn^{2+} + 2\ H^+ \rightarrow ClO_2^- + Sn^{4+} + H_2O$
$S^{2-} + 4\ Cu^{2+} + 4\ H_2O \rightarrow SO_4^{2-} + 8\ H^+ + 4\ Cu$

29. A

30. C

31. C

TABLA PERIODICA DE LOS ELEMENTOS

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	H 1 Hydrogen 1.008																	He 2 Helium 4.003
2	Li 3 Lithium 6.941	Be 4 Beryllium 9.012											B 5 Boron 10.811	C 6 Carbon 12.011	N 7 Nitrogen 14.007	O 8 Oxygen 15.999	F 9 Fluorine 18.998	Ne 10 Neon 20.180
3	Na 11 Sodium 22.990	Mg 12 Magnesium 24.305											Al 13 Aluminum 26.982	Si 14 Silicon 28.086	P 15 Phosphorous 30.974	S 16 Sulfur 32.066	Cl 17 Chlorine 35.453	Ar 18 Argon 39.948
4	K 19 Potassium 39.098	Ca 20 Calcium 40.078	Sc 21 Scandium 44.956	Ti 22 Titanium 47.88	V 23 Vanadium 50.942	Cr 24 Chromium 51.996	Mn 25 Manganese 54.938	Fe 26 Iron 55.847	Co 27 Cobalt 58.933	Ni 28 Nickel 58.69	Cu 29 Copper 63.546	Zn 30 Zinc 65.39	Ga 31 Gallium 69.723	Ge 32 Germanium 72.61	As 33 Arsenic 74.922	Se 34 Selenium 78.96	Br 35 Bromine 79.904	Kr 36 Krypton 83.80
5	Rb 37 Rubidium 85.468	Sr 38 Strontium 87.62	Y 39 Yttrium 88.906	Zr 40 Zirconium 91.224	Nb 41 Niobium 92.906	Mo 42 Molybdenum 95.94	Tc 43 Technetium (98)	Ru 44 Ruthenium 101.07	Rh 45 Rhodium 102.906	Pd 46 Palladium 106.42	Ag 47 Silver 107.868	Cd 48 Cadmium 112.411	In 49 Indium 114.82	Sn 50 Tin 118.71	Sb 51 Antimony 121.75	Te 52 Tellurium 127.60	I 53 Iodine 126.905	Xe 54 Xenon 131.29
6	Cs 55 Caesium 132.905	Ba 56 Barium 137.327	Lu 71 Lutetium 174.967	Hf 72 Halfnium 178.49	Ta 73 Tantalum 180.948	W 74 Tungsten 183.85	Re 75 Rhenium 186.207	Os 76 Osmium 190.2	Ir 77 Iridium 192.22	Pt 78 Platinum 195.08	Au 79 Gold 196.967	Hg 80 Mercury 200.59	Tl 81 Thallium 204.383	Pb 82 Lead 207.2	Bi 83 Bismuth 208.980	Po 84 Polonium (209)	At 85 Astatine (210)	Rn 86 Radon (222)
7	Fr 87 Francium (223)	Ra 88 Radium 226.025	Lr 103 Lawrencium (260)															

La 57 Lanthanum 138.906	Ce 58 Cerium 140.115	Pr 59 Praseodymium 140.908	Nd 60 Neodymium 144.24	Pm 61 Promethium (145)	Sm 62 Samarium 150.36	Eu 63 Europium 151.965	Gd 64 Gadolinium 157.25	Tb 65 Terbium 158.925	Dy 66 Dysprosium 162.50	Ho 67 Holmium 164.93	Er 68 Erbium 167.26	Tm 69 Thulium 168.934	Yb 70 Ytterbium 173.04
Ac 89 Actinium 227.028	Th 90 Thorium 232.038	Pa 91 Protactinium 231.036	U 92 Uranium 238.029	Np 93 Neptunium 237.048	Pu 94 Plutonium (244)	Am 95 Americium (243)	Cm 96 Curium (247)	Bk 97 Berkelium (247)	Cf 98 Californium (251)	Es 99 Einsteinium (252)	Fm 100 Fermium (257)	Md 101 Mendelevium (258)	No 102 Nobelium (259)

ELECTRONEGATIVIDADESDE PAULING

H 2.1																
Li 1.0	Be 1.5											B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0
Na 0.9	Mg 1.2											Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0
K 0.8	Ca 1.0	Sc 1.3	Ti 1.5	V 1.6	Cr 1.6	Mn 1.5	Fe 1.8	Co 1.9	Ni 1.8	Cu 1.9	Zn 1.6	Ga 1.6	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8
Rb 0.8	Sr 1.0	Y 1.2	Zr 1.4	Nb 1.6	Mo 1.8	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.2	Pd 2.2	Ag 1.9	Cd 1.7	In 1.7	Sn 1.8	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.5
Cs 0.7	Ba 0.9	Lu	Hf 1.3	Ta 1.5	W 1.7	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.2	Pt 2.2	Au 2.4	Hg 1.9	Tl 1.8	Pb 1.9	Bi 1.9	Po 2.0	At 2.2
Fr 0.7	Ra 0.9															

ANEXO I
CIFRAS SIGNIFICATIVAS

Cada medida es incierta hasta cierto punto. Supóngase, por ejemplo, que se desea medir la masa de un objeto. Si se usa una balanza de plataforma, podemos determinar la masa hasta el 0,1 g más cercano. Por otra parte, una balanza analítica está capacitada para producir resultados correctos hasta 0,0001 g. La exactitud o precisión de la medida depende de las limitaciones del aparato de medida y de la habilidad con que éste se use.

La precisión de una medida está indicada por el número de cifras utilizadas para obtenerla. Los dígitos, en una medida adecuadamente obtenida, son **cifras significativas**. Estas cifras incluyen todas aquellas que son conocidas con certidumbre y además otra que es una aproximación.

Suponga que se utilizó una balanza granataria, y la masa de un objeto resultó ser 12,3 g. La probabilidad de que la masa del objeto sea exactamente 12,3 g es pequeña. Estamos seguros de las dos primeras cifras: el 1 y el 2. Sabemos que la masa es mayor que 12. La tercera cifra, el 3, sin embargo, no es enteramente exacta. En el mejor de los casos indica que la verdadera masa está más cerca de 12,3 g que de 12,2 g ó 12,4 g. Si, por ejemplo, la masa real fuera 12,28... g ó 12,33... g, el valor sería correctamente el obtenido en cualquier caso como 12,3 **hasta tres cifras significativas**.

Si en nuestro ejemplo, agregamos un cero a la medición, estamos indicando un valor que contiene **cuatro cifras significativas** (12,30 g) lo que es incorrecto y desconcertante. Este valor indica que la masa real está entre 12,29 g y 12,31g. Sin embargo no tenemos idea de la magnitud del número del segundo lugar decimal, puesto que hemos determinado el valor sólo hasta el 0,1 g más próximo.

El cero no indica que el segundo lugar decimal es desconocido o indeterminado, sino que debe interpretarse de la misma forma que cualquier otra cifra (ver, sin embargo, la regla 1 que sigue). Puesto que la incertidumbre en la medida radica en el 3, este dígito debe ser la última cifra significativa hallada.

Por otra parte no tenemos derecho a despreciar un cero, si es significativo. Un valor de 12,0 g que se ha determinado hasta la precisión indicada, debería registrarse en esa forma. Es incorrecto registrar 12 g, puesto que esta medida de 12 g indica una precisión de solo **dos** cifras significativas en vez de las **tres** cifras significativas de la medida.

Las siguientes reglas pueden ser utilizadas para determinar el número adecuado de cifras significativas que deben escribirse para una medida.

1. **Los ceros usados para localizar el punto decimal no son significativos.** Suponga que se determinó que la distancia entre dos puntos es de 3 cm. Esta medida puede ser expresada también como 0,03 m puesto que 1 cm es 0,01 m.

3 cm = 0,03 m

Sin embargo, ambos valores contienen solamente **una** cifra significativa. Los ceros en el segundo valor sólo sirven para localizar el punto decimal y no son significativos. La precisión de una medida no puede aumentarse cambiando unidades.

Los ceros que aparecen como parte de la medida son significativos. El número 0,000**5030** tiene cuatro cifras significativas. Los ceros después del cinco, son significativos. Aquéllos que preceden al número 5 no son significativos debido a que se han agregado solamente para ubicar el punto decimal.

Ocasionalmente, es difícil interpretar el número de cifras significativas en un valor que contiene ceros, tal como 600. ¿Son los ceros significativos o sirven meramente para localizar el punto decimal? Este tipo de problema puede evitarse usando notación científica. El punto decimal se localiza por la potencia de 10 empleadas; la primera parte del término contiene solamente cifras significativas. El valor 600, por otra parte, puede expresarse en cualquiera de las siguientes formas, dependiendo de la precisión con que se ha tomado la medida.

$6{,}00 \cdot 10^2$ (tres cifras significativas)

$6{,}0 \cdot 10^2$ (dos cifras significativas)

$6 \cdot 10^2$ (una cifra significativa)

2. **Ciertos valores, tales como los que se originan en la definición de términos, son exactos.** Por ejemplo, por definición, hay exactamente 1000 mL en 1 litro. El valor 1000 puede considerarse como teniendo un número infinito de cifras significativas (ceros) después del punto decimal.

   Los valores obtenidos por conteo también pueden ser exactos. Por ejemplo, la molécula de H_2 contiene exactamente 2 átomos, no 2,1 ó 2,3. Otras cuentas, por otra parte son inexactas. La población del mundo, por ejemplo, se calcula y no se deriva de un conteo actual.

3. **A veces, la respuesta a un cálculo contiene más cifras que son significativas.** Las siguientes reglas deben usarse para aproximar tal valor al número correcto de dígitos.

   a. Si la cifra que sigue al último número a retenerse es menor que 5, todas las cifras no deseables se pueden descartar y el último número se deja sin modificación.

   3,6247 es 3,62 hasta tres cifras significativas.

   b. Si la cifra que sigue al último número que se va a retener es mayor que 5 ó 5, con otros dígitos que le siguen, el último número se aumenta en 1 y las cifras restantes se descartan.

   7,5647 es **7,565** **hasta cuatro cifras significativas**

   6,2501 es **6,3** **hasta dos cifras significativas**

c. Si el número que sigue a la última cifra a retenerse es 5 y hay solo ceros después del cinco, el 5 se descarta y la última cifra se aumenta en 1 si es impar o no se cambia si es un número par. En un caso de este tipo, la última cifra del valor aproximado es siempre un número par. El cero se considera un número par.

3,250 es **3,2** **hasta dos cifras significativas**

7,635 es **7,64** **hasta tres cifras significativas**

8,105 es **8,10** **hasta tres cifras significativas**

El principio en que se basa este procedimiento, que es arbitrario, es que en promedio, tantos valores aumentarán como disminuirán.

El número de cifras significativas en la respuesta a un cálculo depende del número de cifras significativas en los valores usados en el cálculo. Considere el siguiente problema:

Si colocamos 2,38 g de sal en un recipiente que tiene la masa de 52,2 g. ¿Cuál será la masa del recipiente más la sal? La simple adición de 54,58 g. Pero no podemos conocer la masa de los juntos con más precisión de lo que podemos conocer la masa de uno solo. El resultado debe aproximarse al 0,1 g más próximo lo cual da 54,6 g.

4. **El resultado de una suma o resta debe presentarse con el mismo número de cifras decimales que tenga el término con el menor número de decimales.**

La respuesta para la suma:

$$\begin{array}{r} \mathbf{161{,}032} \\ \mathbf{5{,}6} \\ \mathbf{32{,}4524} \\ \hline \mathbf{199{,}0844} \end{array}$$

Debe reportarse como 199,1. Debido a que el número 5,6 tiene solamente un dígito seguido de un lugar decimal.

5. **La respuesta a la multiplicación o división se redondea al mismo número de cifras significativas como tenga el término menos preciso usado en el cálculo.**

El resultado de la multiplicación:

$$\mathbf{152{,}06 \cdot 0{,}24 = 36{,}4944}$$

Debe reportarse como 36, puesto que el termino menos preciso en el cálculo es 0,24 (dos cifras significativas).

ANEXO II
CONCEPTOS BASICOS DE EVALUACIÓN DE RESULTADOS

ERRORES

Todas las medidas tienen errores. Para que el resultado sea considerado válido deberá incluir una estimación de los errores inherentes a su determinación. Las fuentes de estos errores pueden ser de carácter instrumental pero también incluyen factores humanos. Los errores en una medida directa o experimental se extenderán a los cálculos que involucran dichas cantidades a través de las fórmulas o ecuaciones matemáticas donde aparecen. Por ejemplo si quisiéramos determinar la densidad de un líquido determinado su masa y su volumen, usaríamos la fórmula:

$$d = \frac{m}{V}$$

Puesto que la masa m y el volumen V son cantidades experimentales que incluyen errores propios Δm y ΔV, respectivamente, es de esperar que dicha incertidumbre necesariamente se propague al valor calculado de la densidad.

Los errores suelen ser clasificados en distintas categorías: Los errores accidentales o crasos ocurren de manera ocasional llevando a resultados claramente atípicos. Ejemplo operatividad. También existen los errores sistemáticos o determinados que pueden encontrarse y posiblemente evitarse o corregirse. Estos afectan los resultados siempre en el mismo sentido. Por ejemplo impurezas de un reactivo, errores instrumentales (mala calibración de balanza, pH-metros), errores de operación, errores de método (co-precipitación de impurezas, ligera solubilidad de precipitados, etc.). Son justamente los errores sistemáticos los que afectan principalmente la exactitud del método de medida. Finalmente, se tienen los errores aleatorios o indeterminados, que ocurren al azar y cuya magnitud o signo no pueden predecirse ni calcularse. Se infieren a partir de pequeñas diferencias en mediciones sucesivas efectuadas bajo las mismas condiciones. Estos errores constituyen la principal fuente de incertidumbre de una determinación. Se atribuye a cambios en las condiciones ambientales tales como temperatura, presión o humedad; fluctuaciones en el suministro eléctrico; corrientes de aire cuando se usa una balanza de precisión. Estos errores afectan principalmente la precisión de la determinación experimental.

Los términos **exactitud y precisión** que en una conversación ordinaria se utilizan muchas veces como sinónimos, se deben distinguir con cuidado en relación con los datos científicos ya que no significan lo mismo. Un resultado **exacto** es aquel que concuerda de cerca con el valor real de una cantidad medida.

El término **precisión** se refiere a la concordancia que tienen entre sí un grupo de resultados experimentales; no tiene relación con el valor real. Los valores precisos pueden ser inexactos, ya que un error que causa desviación del valor real puede afectar todas las mediciones en igual forma y por consiguiente no perjudicar su precisión. La precisión se expresa por lo general en términos de la desviación estándar. Como en el caso del error (mencionado anteriormente), precisión puede expresarse en forma absoluta o relativa.

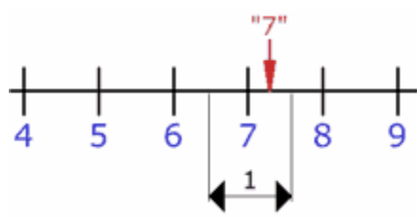
Ejemplos de exactitud y precisión:

Exactitud baja	**Exactitud alta**	**Exactitud alta**
Precisión alta	**Precisión baja**	**Precisión alta**

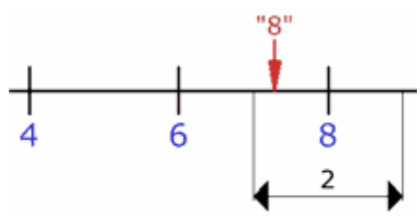
GRADO DE EXACTITUD: La exactitud depende del instrumento de medida. Pero por regla general: **El grado de exactitud es la mitad de la unidad de medida.**

Ejemplos:

Si tu instrumento mide en "unidades" entonces cualquier valor entre **6½** y **7½** se mide como **"7"**



Si tu instrumento mide "de 2 en 2" entonces los valores entre **7** y **9** dan medida **"8"**



ANEXO III

CONSTANTES FUNDAMENTALES

Nombre	Símbolo	Valor
Constante de Avogadro	N_A	$6{,}02214 \times 10^{23}$ mol^{-1}
Constante de Planck	h	$6{,}62608 \times 10^{-34}$ J·s
Carga Fundamental	e	$1{,}60218 \times 10^{-19}$ C
Constante de los Gases	$R=N_A \cdot k$	8,31447 J·K^{-1}·Mol^{-1}
		0,08206 atm·L·K^{-1}· mol^{-1}
Velocidad de la Luz	c	$2{,}99792 \times 10^{8}$ m·s^{-1}
Constante de Faraday	$F=N_A \cdot e$	$9{,}64853 \times 10^{4}$ C·mol^{-1}

RELACIONES ENTRE UNIDADES

Masa	2.205 lb (lb=libra)	1.000 kg	**Longitud**	1,094 yd (yd=yarda)	1000 m
	1 lb	453.6 g		0,3937 in (in=pulgada)	1000 cm
	1 oz (oz=onza)	28.35 g		0,6214 mi (mi=milla)	1000 km
	1 ton (2000 lb)	907.2 kg		1 in	2,54 cm
	1 t (t= tonelada métrica)	1000 kg		1 ft (ft=pie)	30,48 cm
				1,000 yd	0,9144 m
				1 Å (Å= Angstrom)	1×10^{-10} m
Volumen	1 L	1000 cm^3	**Tiempo**	1 min 60 s	
	1 gal (gal=galón)	3,785 L		1 h 3600 s	
	1 ft^3 (ft^3=pie cubico)	28,3 L		1 día 86400 s	
Presión	1 atm	1.01325×10^{5} Pa	**Energía**	1 cal	4,184 J
	1 Torr	133,3 Pa		1 eV	$1{,}60218 \times 10^{-19}$J
	1 mm Hg	133,3 Pa			96485 kJ·mol^{-1}
	1 psi	6,895 kPa		1 C·V	1 J
	1 bar	100 kPa		1 kWh	$3{,}60 \times 10^{3}$KJ
				1 atmL	101325 J

Temperatura ºF = 9/5 ºC + 32

ºC = 5/9 (ºF 32)

K = ºC + 273.15

ANEXO IV
POTENCIALES ESTÀNDAR DE REDUCCIÓN A 25 ºC

SEMIRREACCIÓN	$E°$(V)
$Li^+(ac) + e^- \longrightarrow Li(s)$	−3.05
$K^+(ac) + e^- \longrightarrow K(s)$	−2.93
$Ba^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow Ba(s)$	−2.90
$Sr^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow Sr(s)$	−2.89
$Ca^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow Ca(s)$	−2.87
$Na^+(ac) + e^- \longrightarrow Na(s)$	−2.71
$Mg^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow Mg(s)$	−2.37
$Be^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow Be(s)$	−1.85
$Al^{3+}(ac) + 3e^- \longrightarrow Al(s)$	−1.66
$Mn^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow Mn(s)$	−1.18
$2H_2O + 2e^- \longrightarrow H_2(g) + 2OH^-(ac)$	−0.83
$Zn^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow Zn(s)$	−0.76
$Cr^{3+}(ac) + 3e^- \longrightarrow Cr(s)$	−0.74
$Fe^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow Fe(s)$	−0.44
$Cd^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow Cd(s)$	−0.40
$PbSO_4(s) + 2e^- \longrightarrow Pb(s) + SO_4^{2-}(ac)$	−0.31
$Co^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow Co(s)$	−0.28
$Ni^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow Ni(s)$	−0.25
$Sn^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow Sn(s)$	−0.14
$Pb^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow Pb(s)$	−0.13
$2H^+(ac) + 2e^- \longrightarrow H_2(g)$	0.00
$Sn^{4+}(ac) + 2e^- \longrightarrow Sn^{2+}(ac)$	+0.13
$Cu^{2+}(ac) + e^- \longrightarrow Cu^+(ac)$	+0.15
$SO_4^{2-}(ac) + 4H^+(ac) + 2e^- \longrightarrow SO_2(g) + 2H_2O$	+0.20
$AgCl(s) + e^- \longrightarrow Ag(s) + Cl^-(ac)$	+0.22
$Cu^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow Cu(s)$	+0.34
$O_2(g) + 2H_2O + 4e^- \longrightarrow 4OH^-(ac)$	+0.40
$I_2(s) + 2e^- \longrightarrow 2I^-(ac)$	+0.53
$MnO_4^-(ac) + 2H_2O + 3e^- \longrightarrow MnO_2(s) + 4OH^-(ac)$	+0.59
$O_2(g) + 2H^+(ac) + 2e^- \longrightarrow H_2O_2(ac)$	+0.68
$Fe^{3+}(ac) + e^- \longrightarrow Fe^{2+}(ac)$	+0.77
$Ag^+(ac) + e^- \longrightarrow Ag(s)$	+0.80
$Hg_2^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow 2Hg(l)$	+0.85
$2Hg^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow Hg_2^{2+}(ac)$	+0.92
$NO_3^-(ac) + 4H^+(ac) + 3e^- \longrightarrow NO(g) + 2H_2O$	+0.96
$Br_2(l) + 2e^- \longrightarrow 2Br^-(ac)$	+1.07
$O_2(g) + 4H^+(ac) + 4e^- \longrightarrow 2H_2O$	+1.23
$MnO_2(s) + 4H^+(ac) + 2e^- \longrightarrow Mn^{2+}(ac) + 2H_2O$	+1.23
$Cr_2O_7^{2-}(ac) + 14H^+(ac) + 6e^- \longrightarrow 2Cr^{3+}(ac) + 7H_2O$	+1.33
$Cl_2(g) + 2e^- \longrightarrow 2Cl^-(ac)$	+1.36
$Au^{3+}(ac) + 3e^- \longrightarrow Au(s)$	+1.50
$MnO_4^-(ac) + 8H^+(ac) + 5e^- \longrightarrow Mn^{2+}(ac) + 4H_2O$	+1.51
$Ce^{4+}(ac) + e^- \longrightarrow Ce^{3+}(ac)$	+1.61
$PbO_2(s) + 4H^+(ac) + SO_4^{2-}(ac) + 2e^- \longrightarrow PbSO_4(s) + 2H_2O$	+1.70
$H_2O_2(ac) + 2H^+(ac) + 2e^- \longrightarrow 2H_2O$	+1.77
$Co^{3+}(ac) + e^- \longrightarrow Co^{2+}(ac)$	+1.82
$O_3(g) + 2H^+(ac) + 2e^- \longrightarrow O_2(g) + H_2O(l)$	+2.07
$F_2(g) + 2e^- \longrightarrow 2F^-(ac)$	+2.87

Fuerza oxidante creciente ↓

Fuerza reductora creciente ↑