

2017



UNIVERSIDAD
DE SANTIAGO
DE CHILE

MANUAL DE EJERCICIOS DE QUÍMICA 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. $4,26 \times 10^4 \text{ m}^2$ a km^2
14. $3,20 \times 10^{10} \text{ m}^2$ a cm^2
15. 4310 cm^3 a m^3
16. $86,3 \text{ cm}^3$ en 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. 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/cm³)
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 de la esfera.

18.

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 es 1.46×10^{-2})
10. 1.1792×10^{-12} (a 3 cifras significativas, la respuesta es 1.18×10^{-12})
11. 4.22×10^{19}
12. 1.2118×10^{-9} (a 3 cifras significativas, la respuesta es 1.21×10^{-9})
13. $4.26 \times 10^{-2} \text{ km}^2$
14. $3.20 \times 10^{14} \text{ cm}^2$
15. $4.310 \times 10^{-3} \text{ m}^3$
16. $8.63 \times 10^4 \text{ mm}^3$
17. $9.57 \times 10^{-11} \text{ m}$; $9.57 \times 10^{-2} \text{ nm}$
18. 8.9 g/mL (a 2 cifras significativas)
19. $5.46 \times 10^3 \text{ m}^3$ (a 3 cifras significativas)
20. 7.197 g/mL

Guía 2: Leyes Ponderales.

1. En análisis de dos óxidos de Cromo, muestran que 2,51 g del 1º contienen 1,305 g de Cromo, y que 3,028 g del 2º contiene 2,072 g de Cromo. Demostrar que se cumple la ley de las proporciones múltiples.
2. El Oxígeno, y el Níquel, forman dos compuestos diferentes, uno tiene 21,4 % de Oxígeno y 78,6 % de Ni y el otro, 29,0 de Oxígeno. Y 71,0 % de Ni. ¿Cumple la Ley de las proporciones múltiples?
3. El hidrógeno y él oxígeno reaccionan dando agua, pero sometido a una fuerte descarga eléctrica pueden producir peróxido de hidrogeno. La 1ª contiene el 11,2% de hidrógeno, mientras que la 2ª posee un 5,93%. Demostrar que se cumple la ley de las proporciones múltiples.
4. El oxígeno y el plomo forman dos óxidos diferentes. El primero de ellos tiene un 7,2 % de oxígeno y el segundo, 13,4%. Comprueba que se cumple la ley de las proporciones múltiples.
5. Al analizar dos muestras se han obtenido los siguientes resultados: 1ª muestra 1,004 g de Calcio y 0,400 g de oxígeno. 2ª muestra 2,209 g de Calcio y 0,880 g de oxígeno. Indicar si se cumple la ley de proporciones definidas.
6. El análisis de dos muestras constituidas por nitrógeno e Hidrógeno ha demostrado que ambas pertenecen a un mismo compuesto. La primera posee 2,8 g de N y 0,6 g de H; la segunda tiene 196 g de N. ¿Cuál es la masa de Hidrógeno de la segunda muestra?
7. Si 72,9 g de magnesio reaccionan completamente con 28,0 g de nitrógeno ¿Qué masa de magnesio se necesita para que reaccione con 9,27 g de nitrógeno?
8. Se combustion 1,00 g de magnesio al aire obteniéndose 1,64 g de óxido de Mg (MgO).
 - A. ¿Qué masa de oxígeno se consume en la reacción y que masa se necesita para combustionar 50,0 g de Mg?
 - B. ¿Qué masa de MgO se espera obtener a partir de 8,00 g de Mg?
 - C. ¿Qué masa de oxígeno reaccionará en (B)?
9. Se prepara óxido de aluminio (Al_2O_3) con distintas masas de aluminio y oxígeno, que se combinan como se indica:

	Compuesto 1	Compuesto 2	Compuesto 3
Masa de Al (g)	36,60	0,28	1,92
Masa de O (g)	32,60	0,25	1,71

 - A. ¿Se cumple la ley de las proporciones definidas (Proust)?
 - B. ¿Qué masa de óxido de aluminio se obtiene en cada caso?
 - C. ¿Qué masa de oxígeno se combina con 18 g de aluminio?
10. 2 g de Hierro se combinan con 16 g de oxígeno para formar 18 g de óxido. Determine la composición porcentual del óxido.
11. Al reaccionar 6,2 g de magnesio con 47,1 g de yodo, se formó yoduro de magnesio, quedando 1,7 g en exceso de magnesio. Calcula la composición centesimal del compuesto.
12. Si la proporción O/H en el agua es 8,00 determine:

- A. Porcentajes de H y O en el agua.
B. La masa de agua que se obtiene al tratar 68,00 g de oxígeno con 25,00 g de hidrógeno.
C. Si quiere obtener 175,00 g de agua. ¿Qué masa de cada elemento debe hacer reaccionar?
D. ¿Qué masa de hidrógeno debe reaccionar con 25,00 g de oxígeno para producir agua?
13. En ciertas condiciones el sodio y el azufre reaccionan generando sulfuro de sodio (Na_2S). De esta forma 5,75 g de sodio producen 9,75 g de sulfuro de sodio.
A. ¿Qué masa de azufre se combinará con 20,00 g de sodio?
B. ¿Cuál es la composición porcentual o centesimal del compuesto?
C. Si reaccionan 20,00 g de sodio con 10,00 g de azufre, ¿qué masa de compuesto se forma y qué masa de reactante queda en exceso?
14. Cuando reaccionan 6,2 g de magnesio y 47,1 g de yodo se forman 51,6 g de yoduro de magnesio y queda magnesio sin reaccionar. Determine:
A. La composición porcentual del compuesto.
B. La masa de magnesio que reacciona con 10,0 g de yodo
C. La masa de compuesto formada en (B)
15. Se hace reaccionar un elemento A con distintas cantidades de otro elemento B. Si las relaciones entre las masas que se combinan de estos dos elementos que se combinan son:
- | | Elemento A (g) | Elemento B (g) | Compuesto |
|---|----------------|----------------|-----------|
| 1 | 4,2 | 11,20 | |
| 2 | 8,4 | 22,40 | |
- A. ¿Se cumple la ley de las proporciones definidas (Proust)?
B. ¿Qué masa de A y B es necesaria para formar 50 g de compuesto?
16. La razón entre las masas de A y B (m_A/m_B) que se combinan para formar un compuesto es 0,125. ¿Qué masa de compuesto se formará al poner en contacto 25,0 g de A con 75,0 g de B?
17. 1,08 g de aluminio reaccionan exactamente con 9,59 g de bromo formando bromuro de aluminio. ¿Qué masa de producto se obtiene si reaccionan 5,0 g de aluminio con 25 g de bromo?
18. La relación de masas entre dos elementos A y B que reaccionan formando el compuesto C es 0,75. Si reacciona 10 g de A y 10 g de B. ¿Qué masa del elemento que está en exceso queda?
19. La molécula de NF_3 se compone de 19,7% de nitrógeno y 80,3% de flúor. ¿Qué masa (en g) de NF_3 se obtiene a partir de 10 g de nitrógeno y 10 g de flúor?
20. Un compuesto formado por los elementos Z y X tiene un 36,03% en masa de Z. Si se hacen reaccionar 72,0 g de Z con 100,0 g de X, ¿Qué masa en gramos del compuesto se obtiene?

21. La tabla muestra diferentes cantidades de reactivos utilizados para preparar cloruro de sodio.

A. A partir de la información entregada complete la siguiente tabla:

Reacción	Masa Na (g)	Masa Cl (g)	Masa NaCl (g)	Masa Na (g)	Masa Cl (g)
1	9,2	14,2	23,4	0,0	0,0
2	9,4		8,6	6,0	
3	7,1	22			
4			35,0	0,0	0,0

B. Señale para cada situación el reactivo limitante y en exceso.

Reacción 1: _____ Reacción 2: _____

Reacción 3: _____ Reacción 4: _____

22. En AB la razón de combinación entre las masas de A y B (m_A/m_B) es 0,25. ¿Cuál es el porcentaje de A en el compuesto?

23. El compuesto XY tiene 28,57% de X. ¿Qué masa de X produce 63 g de XY?

24. Un compuesto AB contiene 65% de A. Si reaccionan 32,28 g de A y 25,31 g de B, señale:

- A. Reactivo en exceso y masa de éste que no reacciona
- B. Reactivo limitante
- C. Masa de AB obtenida

25. El óxido de calcio contiene 28% de oxígeno:

- A. ¿Qué masa de oxígeno se combinará con 100 g de calcio para formar CaO?
- B. Si tenemos 10 g de oxígeno y 10 g de calcio indique:
 - Reactivo limitante
 - Reactivo en exceso y masa de éste sin reaccionar
 - Masa de CaO que se forma .

26. El amoníaco (NH_3) tiene 18% de hidrógeno. Si reaccionan 12 g de nitrógeno gaseoso y 10 g de hidrógeno gaseoso, determine:

- A. Razón o cuociente de combinación de masas (m_N/m_H)
- B. Reactivo limitante
- C. Masa de compuesto formado

27. La razón de masas entre dos elementos X e Y que se combinan para formar un compuesto es 0,85. ¿Qué masa de Y es necesaria para formar 112 g del compuesto?

28. Un óxido de hierro contiene 70% de Fe y 30% de O. Si se hacen reaccionar 8,4 g de Fe con suficiente oxígeno. ¿Qué masa máxima (en g) de óxido que se puede formar?

29. La razón de combinación o tanto por uno de A/B en el compuesto AB es 1,85. Cuál o cuáles de las siguientes aseveraciones son verdaderas:
- A. La masa del compuesto AB es 1,85 gramos
 - B. El porcentaje en masa de A es 64,9% y el de B es 35,1%
 - C. 25,0 g. de A pueden reaccionar con 13,5 de B para dar 38,5 g. de AB
30. El hidruro de fósforo (III) PH_3 contiene 91,12% de fósforo. Si reaccionan 15 g de fósforo con 3,5g de hidrógeno, se puede afirmar que:
- A. La razón de masas de combinación P / H es aproximadamente 31: 3
 - B. El reactivo limitante es hidrógeno del cual sobran 3,02 g
 - C. El reactivo limitante es fósforo y sobran 2,04 g de hidrógeno
 - D. Se forman 16,46 g de compuesto
 - E. Hay un déficit de 93,5 g de fósforo

RESULTADOS

1. Si se cumple la Ley de Dalton
2. Si se cumple la Ley de Dalton
3. Si se cumple la Ley de Dalton
4. Si se cumple la Ley de Dalton
5. Se cumple la Ley de Proust
6. 42 g de hidrógeno
7. 24 g de magnesio
8. A. 0,64 g oxígeno se consume g y 32 g se necesitan
B. 13,12 g óxido
C. Reaccionan 5,12 g
9. A. Si se cumple
B. Se obtiene 69,2 g; 0,53 g y 3,63 g de óxido, respectivamente
C. 16,07 g oxígeno
10. 11.11% de Fe y 88,89% de O
11. 8,72 % magnesio y 91,28 % de yodo
12. A. 11,11 % hidrógeno y 88,89 % de oxígeno
B. 76,5 g agua
C. 155,6 g oxígeno
D. 3,13 g hidrógeno
13. A. 13,91 g de S
B. Na = 58,97% y S = 41,03%
C. 24,38 g de Na₂S y 5,63 g de Na en exceso
14. A. 8,7% Mg y 91,3% de I
B. 0,96 g de Mg
C. 10,96 g de compuesto
15. A. Si se cumple
B. 13,64 g de A y 36,36 g de B
16. 84,4 g de compuesto
17. 28 g de producto
18. 2,5 g de A
19. 12,5 g de NF₃
20. 156,3 g compuesto

21. A.

Reacción	Masa Na (g)	Masa Cl (g)	Masa NaCl (g)	Masa Na (g)	Masa Cl (g)
1	9,2	14,2	23,4	0,0	0,0
2	9,4	5,2	8,6	6,0	0,0
3	7,1	22,0	18,0	0,0	11,1
4	13,8	21,2	35,0	0,0	0,0

B. Señales para cada situación el reactivo limitante y en exceso.

Reacción 1: _____ Reacción 2: L: Cl, E: Na _____

Reacción 3: L: Na, E: Cl _____ Reacción 4: _____

22. 20% de A

23. 18 g

24. A. B y 7,93 g

B. Reactivo A

C. 49,66 g de AB

25. A. 38,9 g de oxígeno

B. calcio

Oxígeno; 6,11 g de oxígeno queda sin reaccionar

13,89 g óxido de calcio

26. A. $m_N/m_H = 4,56$

B. Nitrógeno

C. 14,63 g

27. 60,54 g

28. 3,6 g de óxido

29. B y C

30. A, C y D

GUÍA 3: 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 ²⁴Mg (masa 23,985042 u) y 10,00% de ²⁵Mg (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. Cl₂
 - B. (NH₄)₂SO₄
 - C. CuSO₄ x 5 H₂O
 - D. KMnO₄
 - E. C₅H₁₁O₂N
6. ¿Cuántos moles hay en 49 g de ácido sulfúrico, H₂SO₄?
7. ¿Cuántas moléculas hay en 0,0372 moles de CO?
8. ¿Cuántos átomos de oxígeno en 3,5 g de ácido nítrico, HNO₃?
9. ¿Cuál es la masa en gramos de 3,25 x 10²⁴ átomos de Al?
10. ¿Cuántos átomos de oxígeno hay en 40 g de ácido clórico, HClO₃?
11. Determine el número de moléculas, átomos y moles hay en 50 g de:
- A. H₂O
 - B. Cl₂
 - C. HNO₃

12. En 0,5 moles de sulfato férrico, $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, hay:

- A. $6,02 \times 10^{23}$ moléculas
- B. $6,02 \times 10^{23}$ 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 $6,02 \times 10^{23}$ moléculas de H_2O es 18 g

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

- A. Un mol de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ tiene una masa de 74 g.
- B. En 74 g de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ existen $6,02 \times 10^{23}$ moléculas de $\text{Ca}(\text{OH})_2$.
- C. En un mol de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ hay un átomo de Ca, dos átomos de O y dos átomos de H.
- D. En una molécula de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ hay un átomo de Ca, dos átomos de O y dos átomos de H.
- E. Los átomos que tiene un mol de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ son $6,02 \times 10^{23}$ de Ca y $1,20 \times 10^{24}$ de O y de H.
- F. En un mol de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ hay 40 g de Ca, 32 g de O y 2 g de H.

15. Una muestra de glucosa $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, contiene $4,0 \times 10^{22}$ 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 $x 10^{24}$ moléculas de Na_2S ? 2,7

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)
	$3,25 \times 10^{23}$ 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 $\text{C}_{21}\text{H}_{30}\text{O}_2$ ¿Cuál es su composición porcentual?

21. Calcule el porcentaje de carbono presente en la cadaverina, $\text{C}_5\text{H}_{14}\text{N}_2$, 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 $2,46 \times 10^{-22}$ g.

RESULTADOS:

1.

Especie	Nº protones	Nº neutrones	Nº electrones	Carga neta
$^{40}_{20}\text{Ca}$	20	20	20	0
^9_4Be	4	5	4	0
$^{13}_{13}\text{Al}^{+3}$	13	14	10	+3
$^{127}_{53}\text{I}^-$	53	74	54	-1
$^{21}_{10}\text{Sc}^{+3}$	21	24	18	+3
$^{34}_{16}\text{Se}^{-2}$	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. $2,24 \times 10^{22}$ moléculas8. $1,0 \times 10^{23}$ átomo oxígeno

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 Na₂S y 9 moles de Na17. NH₃

18.

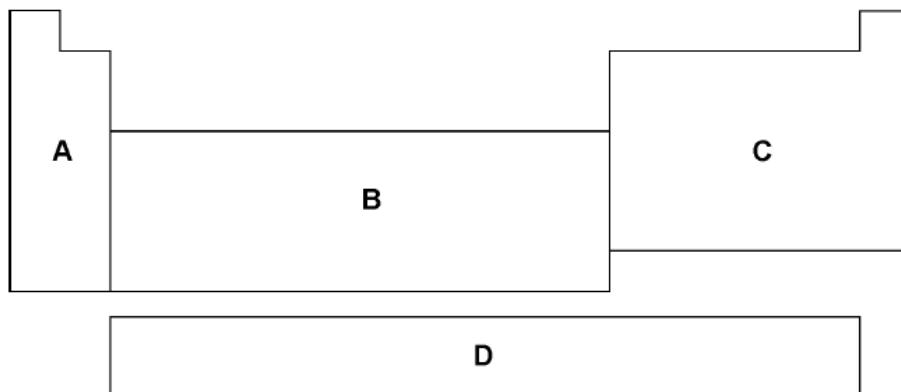
Masa (g)	Nº de átomos	Nº de moles	M (g / mol)
14,58	$3,25 \times 10^{23}$ átomos Al	0,54	27
320	$3,61 \times 10^{25}$	10 moles de CH ₃ OH	32
20,0 g de AgCl	$1,67 \times 10^{23}$	0,139 moles	143,9
2,98	$4,21 \times 10^{23}$	0,175 moles de NH ₃	17
42,5	$1,51 \times 10^{24}$	0,5 moles de CH ₂ Cl ₂	85

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. Fe₂O₃
24. SnCl₄
25. BaN₂O₆ \cong Ba(NO₃)₂
26. Fórmula empírica= CH₂ y Fórmula molecular= C₂H₄
27. Fórmula empírica= C₃H₄O₃ y Fórmula molecular= C₆H₈O₆
28. Fórmula empírica= C₃H₄O y Fórmula molecular= C₆H₈O₂
29. A. 80% de C y 20% de H
B. CH₃
C. C₂H₆
30. Fórmula empírica =C₃H₆O₂ y Fórmula molecular = C₆H₁₂O₄

GUÍA 4: 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 ${}_{31}\text{Ga}$?
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. $3, 3, -3, -\frac{1}{2}$
 - C. $2, 0, 1, \frac{1}{2}$
 - D. $4, 3, 0, \frac{1}{2}$
 - E. $1, 0, 0, -\frac{1}{2}$
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: ${}^{38}\text{Sr}$, ${}^{46}\text{Pd}$, ${}^{53}\text{I}$ y ${}^{54}\text{Xe}$.
9. Utilizando las reglas o principios para determinar configuraciones electrónicas indique el número de:

- A. Electrones no apareados en un átomo de fósforo ($_{15}\text{P}$)
B. Electrones d en un átomo de silicio ($_{14}\text{Si}$)
C. Electrones 2s en un átomo de cloro ($_{17}\text{Cl}$)
D. Electrones 2p en un átomo de estaño ($_{50}\text{Sn}$)
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 $[\text{Ne}] \, 3\text{s}^1$, de las siguientes aseveraciones es o son verdadera(s):
A. Es un elemento representativo.
B. Pertenece a la familia de los metales alcalinos terreos.
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:
- Tiene un protón más en el núcleo, que ejerce una mayor atracción sobre el electrón diferencial
 - Tiene un electrón más en el nivel de mayor energía, el más externo.
 - Los electrones del último nivel no ejercen apantallamiento sobre el electrón diferencial.
19. La configuración electrónica $1s^22s^22p^63s^23p^6$ corresponde a un hipotético ión Y⁺², es correcto afirmar:
- El número atómico de Y es 20
 - El elemento Y pertenece al período 4
 - El elemento Y posee 4 electrones de valencia.
20. ¿Cuál de los iones siguientes **no** tiene una configuración de gas noble?
- S²⁻
 - Mg²⁺
 - P³⁻
 - Sc³⁺
 - Y⁺
21. ¿En cuál o cuáles de los conjuntos siguientes todos los iones o átomos son isoelectrónicos unos con otros?
- K⁺, Na⁺, Mg²⁺
 - Ag⁺, Cd²⁺
 - Se²⁻, Te²⁻, Kr
 - Ru²⁺, Rh³⁺
 - As³⁻, Se²⁻, Br⁻
22. En una serie isoelectrónica el radio atómico es mayor en el ion de carga más negativa porque:
- Tiene más protones que electrones
 - Tiene igual número de protones que neutrones
 - Tiene más electrones que protones
23. De acuerdo con el siguiente esquema de ubicación de elementos representativos en 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:
- La electronegatividad de B es menor que la de E
 - El ión E⁻² tienen mayor radio que el ión A⁺
 - El potencial de ionización de J es menor que el de L
 - 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?
- S < S¹⁻ < S²⁻
 - Mg²⁺ < Na⁺ < Ne
 - Ni < Cu⁺ < Zn²⁺

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 , $\text{S}^=$, K^+ (de menor a mayor tamaño).
29. Ordene, las siguientes especies, de acuerdo a su tamaño decreciente (de mayor a menor): $^{12}\text{Mg}^{2+}$, $^9\text{F}^-$, $^{17}\text{Cl}^-$, $^4\text{Be}^{2+}$, ^{10}Ne .
30. La energía involucrada en la siguiente ecuación química corresponde a:



- 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

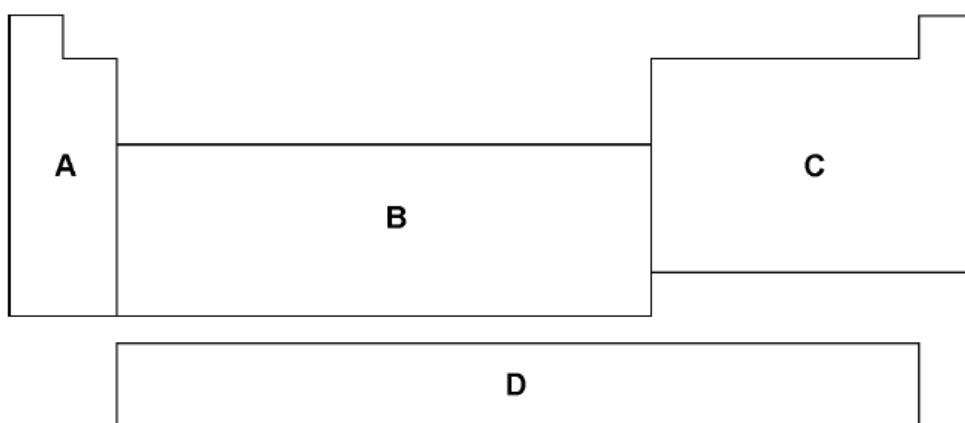
RESULTADOS

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. $^{38}\text{Sr} = [\text{Kr}] 5s^2$
 $^{46}\text{Pd} = [\text{Kr}] 4d^{10}$ (presenta anomalía en el llenado de orbitales)
 $^{53}\text{I} = [\text{Kr}] 5s^2 4d^{10} 5p^5$
 $^{54}\text{Xe} = [\text{Kr}] 5s^2 4d^{10} 5p^6$
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
 $[\text{Xe}]^{54} 6s^2$, grupo II A (o 2), período 6, Bario
 $[\text{Ar}]^{18} 4s^2 3d^{10} 4p^3$, grupo VA (ó 15), período 4, Arsénico
 $[\text{Ne}]^{10} 3s^2 3p^4$, 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 K₂S
- 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.** Ca²⁺ < K⁺ < Ar < Cl⁻ < S⁼
- 29.** ¹⁷Cl⁻ > ⁹F⁻ > ¹⁰Ne > ¹²Mg²⁺ > ⁴Be²⁺
- 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 5: 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 niquelico	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 dihidrógeno ó 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		Manganoso	
Oro		Platino	
Plomo		Níquel	
Oxigeno		Estroncio	

2. Determine el estado de oxidación del elemento solicitado:

- A. Al_2S_3 (Al y S)
- B. $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_5$ (P)
- C. $\text{Al}_2(\text{SiO}_3)_3$ (Si)
- D. $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ (P)
- E. NiH_3 (Ni y H)
- F. $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ (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. $\text{Al}_2(\text{SO}_3)_3$ (S)
- U. H_2S (S)
- V. PbO_2 (Pb)
- W. $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ (Cr)
- X. MnO_4^{2-} (Mn)
- Y. MnO_4^- (Mn)
- Z. $\text{Au}(\text{CO}_3)^-$ (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 cárlico = |
| 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 niquelico = | 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 Sulfídrico =
 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 ₄ Cl		
K ₂ Cr ₂ O ₇		
NaF		
CO ₂		
HBr		
H ₃ PO ₄		
P ₂ O ₃		
Ag ₂ O		
NH ₃		
Cr ₂ O ₃		
NaOH		

Zn(HSO ₄) ₂		
HClO		
Al ₂ O ₃		
SO ₃		
H ₂ O ₂		
AgNO ₃		
CaH ₂		
PtO ₂		
Pt(OH) ₄		
NaHCO ₃		
Fe ₂ (SO ₄) ₃		
HCN		
KMnO ₄		
HClO ₂		
Ag ₂ SO ₄		

6. Escriba e iguale las ecuaciones correspondientes a los siguientes procesos:
- Si se agrega una cinta de magnesio a una solución de ácido clorhídrico se desprende hidrógeno gaseoso y se forma cloruro de magnesio.
 - Al calentar hipoclorito de potasio se forma cloruro de potasio y clorato de potasio.
 - En la tostación de la pirita (FeS₂), se forma óxido de hierro (III) y se desprende dióxido de azufre.
 - En presencia de ácido sulfúrico, el permanganato de potasio transforma al ácido oxálico (H₂C₂O₄) en dióxido de carbono, además se produce sulfato de potasio, sulfato de manganeso (II) y agua.
 - El ácido nítrico con algunos metales produce la sal correspondiente y agua, además de un tercer producto, dependiendo de la concentración del ácido:
 - I. ácido concentrado produce dióxido de nitrógeno.
 - II. ácido diluido produce monóxido de nitrógeno.
 - III. ácido muy diluido produce nitrato de amonio.
- Plantee las ecuaciones utilizando:
- ácido nítrico concentrado con Zinc.
 - ácido nítrico diluido con Aluminio.
 - ácido nítrico muy diluido con Magnesio.

- F. El Permanganato de potasio reacciona con ácido bromhídrico para generar bromuro de manganeso (II), bromuro de potasio, bromo molecular y agua.
- G. En medio ácido (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 espontánea generando una gran cantidad de gas, mas agua, posteriormente estos gases fueron detectados como bromo gas y óxido de nitrógeno (II).
7. Indique cual o cuales de las siguientes fórmulas químicas están mal escritas, justificando en cada caso.
- A. Ca_3HPO_4
 - B. $\text{Al}_3(\text{SO}_3)_2$
 - C. $\text{Fe}(\text{MnO}_4)_4$
 - D. $\text{Cu}_2\text{H}_2\text{PO}_4$
 - E. Na_2NO_3
 - F. $\text{K}(\text{HSO}_4)_2$
 - 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. $\text{Ag}_2(\text{NO}_2)_3$
 - T. PH_3
 - U. SiO
 - V. NaKHPO_4
 - W. $\text{Al}_2(\text{O}_2)_3$
 - X. ZnO_4
 - Y. $\text{NH}_4(\text{CO}_3)_2$
 - 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	Manganoso	Mn
Oro	Au	Platino	Pt
Plomo	Pb	Níquel	Ni
Oxigeno	O	Estroncio	Sr

2.

- A. Al_2S_3 Al=+3 y S=-2
- B. $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_5$ P= +3
- C. $\text{Al}_2(\text{SiO}_3)_3$ Si= +4
- D. $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ P=+5
- E. NiH_3 Ni=+3 y H=-1
- F. $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ 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. $\text{Al}_2(\text{SO}_3)_3$ S=+4
- U. H_2S S=-2
- V. PbO_2 Pb=+4
- W. $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ Cr=+6
- X. MnO_4^{2-} Mn=+6
- Y. MnO_4^- Mn=+7
- Z. $\text{Au}(\text{CO}_3)^-$ Au=+1

3.

Fe = +2 y +3	Cl = -1, +1, +3, +5 y+7
Cu = +2 y +1	Br = -1, +1, +3, +5 y+7
Ni = +2 y +3	I =-1, +1, +3, +5 y+7
Co = +1, +2 y +3, entre otros	F = -1
Pb = +2 y +4	O = -2, -1
Pt = +1, +2 y +3, +4	S = -2,+4 y +6
Au = +1 y +3	P = -3, +3, +4 y +5
Mn =+2, +3, +4, +6 y +7	Si = +4
Sn = +2 y +4	N = +3 y +5, entre otros.
C = -2, +2 y +4	Ca = +2
K = +1	Se =-2, +2,+4 y +6
Ti = +4	As =+3 y +5
Ar = 0	Cd =+1 y +2

4.

Agua = H ₂ O	Cloro gaseoso = Cl ₂
Cloruro de sodio =NaCl	Fluoruro de potasio = KF
Peróxido de Hidrogeno =H ₂ O 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 (SO ₄) ₃
Carbonato de magnesio = MgCO ₃	hipoclorito de sodio =NaClO
hidróxido de niquelico = Ni(OH) ₃	Peróxido de potasio =K ₂ O ₂
Peróxido de aluminio = Al ₂ (O ₂) ₃	Peróxido de calcio =Ca ₂ (O ₂) ₂
Oxido perbrómico = Br ₂ O ₇	oxido clórico = Cl ₂ O ₃
oxido iodoso =I ₂ O ₃	oxido hipobromoso =Br ₂ O

Anhídrido sulfúrico =SO ₃	anhídrido carbónico = CO ₂
óxido de hierro (III) =Fe ₂ O ₃	óxido de bromo (III) =Br ₂ O ₃
Cloruro de amonio =NH ₄ Cl	Acido Sulfídrico =H ₂ S
Oxido de zinc = ZnO	Oxido de fósforo (III) =P ₂ O ₃
Oxido de fósforo (V) = P ₂ O ₅	Hidróxido de amonio =NH ₄ OH
Yoduro de potasio =KI	Acido hipobromoso = HBrO
Oxido cúprico = CuO	Cianuro de potasio =KCN
Peróxido de sodio = Na ₂ O ₂	Oxido permangánico = Mn ₂ O ₇
Hidruro de aluminio = AlH ₃	Sulfuro de aluminio =Al ₂ S 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 ₂ SO ₄ x 5H ₂ O
Permanganato de potasio = KMnO ₄	Oxido de mercurio(I) =Hg ₂ O
Ácido nítrico = HNO ₃	Carbonato de calcio = CaCO ₃
Sulfito de sodio =Na ₂ SO ₃	Sulfito de amonio =(NH ₄) ₂ SO ₃

5.

COMPUESTO	NOMBRE	CLASIFICACIÓN
NH₄Cl	Cloruro de amonio	Sal
K₂Cr₂O₇	Dicromato de potasio	sal
NaF	Fluoruro de amonio	Sal
CO₂	Dióxido de carbono	Óxido ácido
HBr	Acido bromhídrico	Hidrácido, ácido
H₃PO₄	Acido fosfórico	Oxácido, ácido
P₂O₃	Oxido de fosforo (III)	Óxido ácido

COMPUESTO	NOMBRE	CLASIFICACIÓN
Ag₂O	Oxido de plata (I)	Óxido
NH₃	amoniaco	hidruro
Cr₂O₃	Oxido de cromo (III)	Óxido
NaOH	Hidróxido de sodio	hidróxido
Zn(HSO₄)₂	Sulfato ácido de cinc	Sal ácida
HClO	Acido hipocloroso	ácido
Al₂O₃	Oxido de aluminio	Óxido
SO₃	Anhídrido sulfúrico	Óxido ácido
H₂O₂	Peróxido de hidrogeno	peróxido
AgNO₃	Nitrato de plata	sal
CaH₂	Hidruro de calcio	hidruro
PtO₂	Oxido de platino (IV)	óxido
Pt(OH)₄	Hidróxido de platino (IV)	hidróxido
NaHCO₃	Carbonato acido de sodio, bicarbonato	Sal ácida
Fe₂(SO₄)₃	Sulfato de hierro (III), férrico	sal
HCN	Acido cianhídrico	ácido
KMnO₄	Permanganato de potasio	sal
HClO₂	Acido cloroso	ácido
Ag₂SO₄	Sulfato de plata	sal

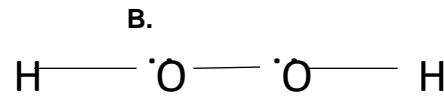
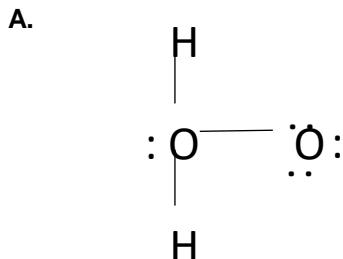
- 6.
- A. $Mg(s) + 2 HCl(ac) \rightarrow H_2(g) + MgCl_2(ac)$
 - B. $3 KClO (ac) \rightarrow 2 KCl(ac) + KClO_3(ac)$
 - C. $4 FeS_2 (s) + 11O_2 (g) \rightarrow 2 Fe_2O_3 (s) + 8 SO_2 (g)$
 - D. $2 KMnO_4 (ac) + 3 H_2SO_4(ac) + 5 H_2C_2O_4 \rightarrow 10CO_2 (g) + K_2SO_4(ac) + 2MnSO_4 (ac) + 8H_2O$
 - 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. $\text{Al}_3(\text{SO}_3)_2$ **Mal**, las cargas del ion sulfito es -2 y el aluminio es +3.
 - C. $\text{Fe}(\text{MnO}_4)_4$ **Mal**, el hierro no tiene estado de oxidación +4
 - D. $\text{Cu}_2\text{H}_2\text{PO}_4$ **Mal**, la carga del fosfato diácido es -1.
 - E. Na_2NO_3 **Mal**, la carga del nitrato es -1.
 - F. $\text{K}(\text{HSO}_4)_2$ **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. $\text{Ag}_2(\text{NO}_2)_3$ **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. $\text{Al}_2(\text{O}_2)_3$ **Bien**.
 - X. ZnO_4 **Mal**, Zn sólo tiene +2 como estado de oxidación.
 - Y. $\text{NH}_4(\text{CO}_3)_2$ **Mal**, ion amonio tiene carga de -1.
 - Z. PbO **Bien**.

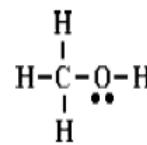
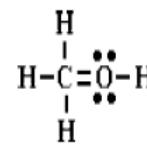
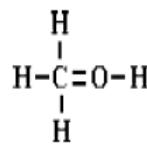
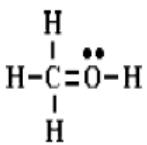
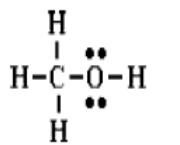
Guía 6: Enlace Químico

1. Escriba los símbolos de Lewis de los siguientes átomos o iones.
 - A. Na
 - B. Al
 - C. S²⁻
 - D. Mg
 - E. Kr
2. ¿De cuál o cuáles de los compuestos siguientes sus estructuras de Lewis obedecen la regla del octeto?
 - A. SO₃²⁻
 - B. BH₃
 - C. I₃⁻
 - D. AsF₄⁺
 - E. O₂⁻
3. Dados los siguientes compuestos: NaH, CH₄, H₂O, FeCl₃, CH₃Cl y HF. Indique cuáles tienen enlace covalente y cuáles enlace iónico.
4. ¿Cuál de las siguientes moléculas es no polar?
 - A. BF₃
 - B. CCl₄
 - C. CIF₃
 - D. HNO₃
 - E. HF
5. ¿Cuál de las siguientes alternativas se puede clasificar como un conjunto de moléculas covalentes?
 - A. CO₂, HCN, O₂
 - B. NaCl, CH₄, S₈
 - C. AgCl, SF₆, P₄
 - D. C₄H₁₀, NH₃, SO₂
 - E. H₂, HCl, NaNO₃
6. Dados las siguientes especies: H₂S, BCl₃ y N₂. 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. Al₂Cl
 - B. AlCl
 - C. AlCl₃
 - D. AlCl₂
 - E. Al₂Cl₃
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 terreo (II A), B se combina con A dando la sustancia AB ¿qué fórmula química tendrá el compuesto que forma B con el hidrógeno?

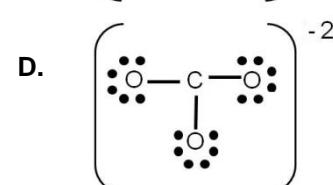
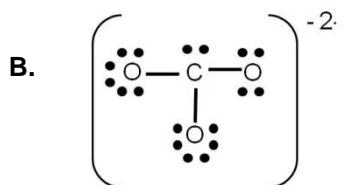
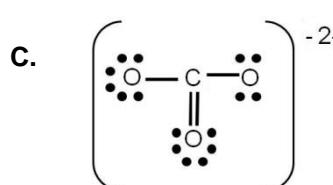
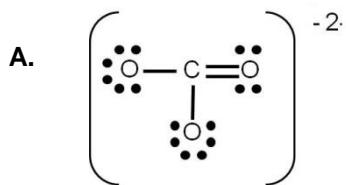
11. Entre las siguientes moléculas: SF₄, NH₃ y BeCl₂. El átomo central sigue la regla del octeto en:
- A. SF₄ y BeCl₂
 - B. NH₃ y BeCl₂
 - C. NH₃
 - D. SF₄, NH₃ y BeCl₂
 - E. NH₃ y SF₄
12. Considerando las electronegatividades, determine cuál de los siguientes elementos forma con el oxígeno los enlaces 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. PH₃
 - B. H₂S
 - C. CCl₄
 - D. O₃
 - E. N₂O
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.



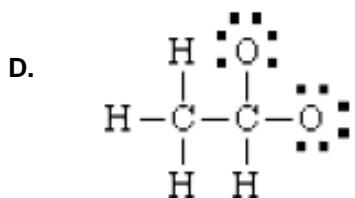
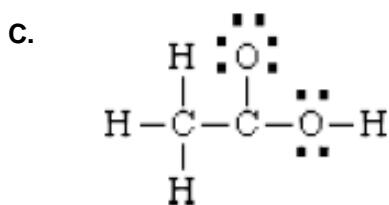
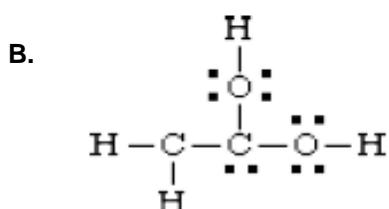
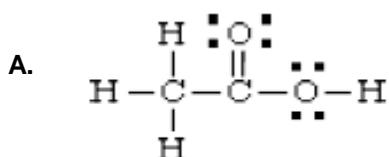
16. Cuál de las siguientes es una estructura de Lewis aceptable para CH₃OH?



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

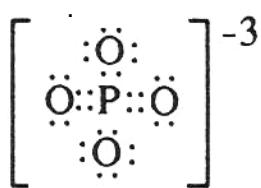


18. ¿Cuál es la estructura de Lewis correcta para el ácido acético (CH_3COOH)? Los dos átomos de oxígeno están enlazados al mismo átomo de carbono. Utilice el concepto de carga formal.

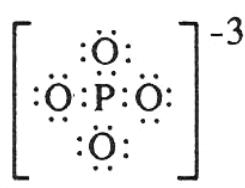


19. ¿Cuál de las siguientes estructuras de Lewis corresponde a ión fosfato PO_4^{3-} ?

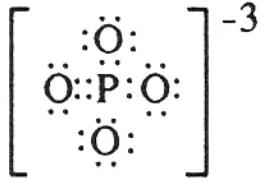
A.



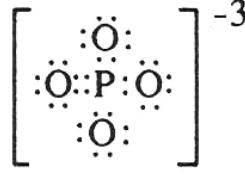
C.



B.

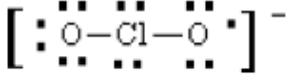


D.

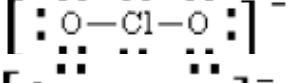


20. ¿Cuál de las siguientes estructuras de Lewis es la correcta para ClO_2^- ?

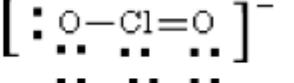
B.



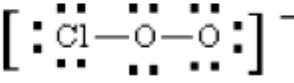
A.



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 | D. NH_4^+ |
| B. NO_3^- | E. CS_2 |
| C. ClO_4^- | 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?

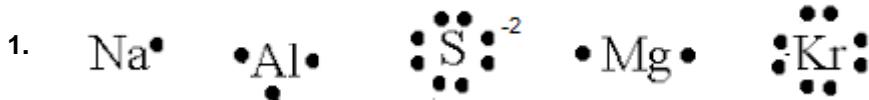
- (a) B-Cl; (b) Cl-Cl; (c) P-F; (d) Hg-Sb; (e) O-Br. ¿Cuál es el átomo más electronegativo en cada enlace polar?

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, CHCl₃ y Cl₂O. 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. CH₄- CF₄ III. CO- NO
- A. HCl, CH₄, CO
B. HI, CF₄, NO
C. HI, CF₄, CO₂
D. HCl, CF₄, NO
E. HI, CH₄, NO
29. Indique la molécula apolar, ¿se disolverá en CCl₄? Justifique su respuesta.
- A. HCl
B. NH₃
C. CO₂
D. H₂O
E. HBr
30. Determine en que solvente (agua o CCl₄) se disolverán los siguientes solutos:
- A. NaCl
B. SF₆
C. MgCl₂
D. CO₂
E. BeF₂

RESPUESTAS:



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. $\text{N}_2 < \text{BCl}_3 < \text{H}_2\text{S}$

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.

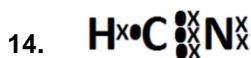
9. Enlace iónico (MgCl_2): metal (Mg, alcalinotérreo) y no metal (Cl, halógeno). Propiedades de los compuestos iónicos: Sólido formado por cristales iónicos, duro, frágil, alta temperatura de fusión, soluble en agua y en disolventes polares, conduce la corriente eléctrica en disolución o fundido.

10. BA_2

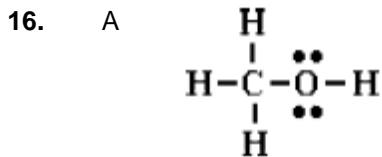
11. E

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



15. B



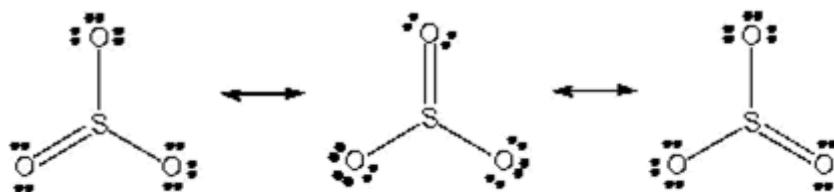
17. A

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°
CHCl₃: Geometría tetraédrica, ángulo H-C-Cl de 109°
Cl₂O: 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. SF₆= CCl₄
C. MgCl₂= H₂O
D. CO₂= CCl₄
E. BeF₂= Agua

GUÍA 7: 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 m³ 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

RESULTADOS:

1. D
2. 17,5 % m/m
3. 18,14 % m/m
4. 120 g
5. 13,33 % m/V
6. D
7. $1,25 \times 10^{-6}$ g(0,0125 mg de arsénico)
8. E
9. $\chi_{\text{sóluto}} = 0,084$ $\chi_{\text{solvente}} = 0,916$
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. $\chi_{\text{sóluto}} = 0,024$ y $\chi_{\text{solvente}} = 0,976$
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. $\chi_{\text{soluto}} = 0,06$

GUÍA 8: 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 25°C y 1,0 atm de presión. ¿Cuál será el volumen si el gas se calienta a 35°C a presión constante?
3. Qué volumen ocupan 3 moles de moléculas de oxígeno a 27 °C 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 cm³ bajo una presión de 9576 mm de Hg y una temperatura de 39°C?
6. ¿Qué presión ejercen 5×10^{20} moléculas de nitrógeno contenidas en un recipiente de 2.0 dm³ a 273 K.?
7. A 23 °C 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 dm³ a 273 K.
9. ¿Qué volumen ocupan $3,01 \times 10^{23}$ moléculas de un gas a 380 mm de Hg y a 0 °C?
10. Una molécula de cierto gas tiene una masa de $5,32 \times 10^{-23}$ g. ¿Cuál es su densidad si su temperatura es 25 °C y su presión de 1 atm?
11. Una muestra de gas ocupa 0,5 L a 20 °C y 750 mm de Hg de presión. Calcular su volumen si la temperatura se aumenta a 30 °C y la presión cambia a 780 mm de Hg.
12. Un tanque de acero contiene dióxido de carbono (CO₂) a 27 °C y una presión de 9120 mm de Hg. Determinar la presión del gas cuando se calienta a 100 °C.
13. Un gas ocupa 0,452 L medido a 87 °C 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 25°C y 2 atm?
16. 2 g de un gas ocupan 8,4 L en CNPT. ¿Qué volumen ocupará a 0 °C y 840 mm Hg?
17. Una masa de gas ocupa un volumen de 5,0 L a 29°C y 0,5 atm. Calcule la temperatura en °C 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 66°C 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 45°C. ¿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:
- El volumen de oxígeno que reacciona con 12 L de hidrógeno.
 - 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 cm³ a 100°C y 740 mm de Hg. ¿Cuál es su fórmula molecular?
22. Determine el volumen de NH₃ producido, en CNPT, al hacer reaccionar 3 L de H₂ con 2 L de N₂ en las mismas condiciones de presión y temperatura.
- $$3 \text{ H}_2(\text{g}) + \text{N}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{ NH}_3(\text{g})$$
23. Una muestra gaseosa que ocupa 270 cm³ a 740 torr y 98 °C tiene una masa de 0.276 g. Se sabe que la fórmula de la sustancia que contiene puede ser C₂H₆O o CH₄O. 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:



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

- El volumen de C es igual a la suma de los volúmenes de A y B.
- La masa de C es igual a la suma de las masas de A y B.
- Los átomos de A y B que hay en C corresponden al total de los átomos de A y B que hay como reactivo.
- El número de moles de C es igual a la suma de los moles de A y B.

Son verdaderas:

- Todas
- Sólo II
- Sólo II y III
- I y IV
- Sólo III

26. Un globo tiene un volumen de 2,0 L en una habitación que se encuentra a 25 °C. ¿Cuál será el volumen del globo si se saca al exterior donde la temperatura es de 10 °C? 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 N₂ 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. C₄H₆O₂
22. 2 L NH₃
23. CH₄O
24. 23,1 mL
25. C
26. 1,9 L

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

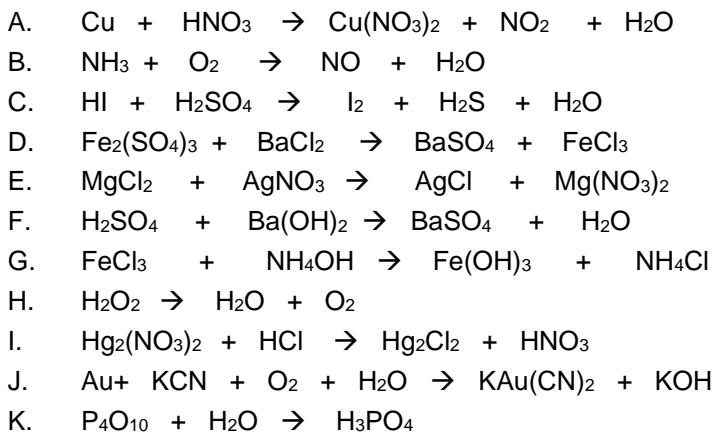
28. $P_{N_2} = 62,5 \text{ torr}$
 $P_{He} = 117 \text{ torr}$
 $P_T = 179 \text{ torr}$

29. C

30. E

GUÍA 9: ESTEQUIOMETRÍA

1. Balancee las siguientes ecuaciones químicas:



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 (C₃H₈) en presencia de oxígeno reacciona para dar CO₂ y H₂O. ¿Cuántos moles de CO₂ se forman si se queman 110 g de propano en presencia un exceso de O₂?

4. Equilibre la siguiente ecuación:



Determine la masa de calcio necesaria para la formación de 50 g de Ca(NO₃)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?

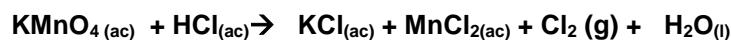
6. Determine para la reacción: Zn_(s) + H₂SO₄ _(ac) → ZnSO₄ _(ac) + H_{2(g)}

- A. ¿Cuántos moles de H₂ se pueden formar de 50 g de Zn y un exceso de ácido?
B. ¿Qué volumen de H₂ 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) (Fe₂O₃) y óxido de azufre (IV) (SO₂). ¿Qué volumen de oxígeno en CNPT se necesitan para quemar 160 g de FeS?

8. ¿Qué volumen de cloro medido a 20°C y 746 mm de Hg de presión se obtiene al hacer reaccionar 50 g de permanganato de potasio (KMnO₄) con un exceso de ácido clorhídrico (HCl)?

La ecuación no balanceada es:



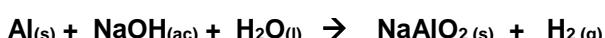
9. A partir de la ecuación no balanceada: Mg_(s) + O_{2(g)} → MgO_(s)

Calcule la masa de óxido de magnesio formada cuando reaccionan 25 g de magnesio 100% puro y suficiente O₂.

10. La celulosa (C₁₂H₂₂O₁₁) es atacada por el ácido sulfúrico (H₂SO₄) que la convierte en los gases dióxido de carbono (CO₂), dióxido de azufre (SO₂) 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 °C 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:



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

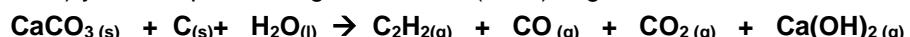


Determine cuántos litros de hidrógeno gaseoso a 25 °C y 748 mm Hg se producirán al tratar 70 g de magnesio cuya pureza es de 80% y con suficiente HCl .

16. Por acción de un exceso de hidróxido de sodio (NaOH) sobre 10,256 g de sulfato de amonio ($(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$) se desprenden 3,62 L de amoniaco (NH_3) medidos a 18°C y 745 mm Hg. Determine la pureza del sulfato de amonio. La reacción no balanceada es:

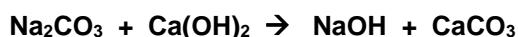


17. Caliza (CaCO_3) y carbón producen gas acetileno (C_2H_2) según la reacción no balanceada:



Si la reacción tiene un rendimiento de 75%, calcule el volumen de acetileno a 35°C 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:



Determine el rendimiento de la reacción

19. Determine a partir de la ecuación no balanceada:



- El número de moles de FeCl_3 que se obtienen a partir de 7 moles de Fe y 15 moles de HCl
- 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 0°C 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:



- Calcular la masa de KNO_3 necesarios para obtener 20 L de CO_2 a 25 °C y 780 mm Hg.
- Si se mezclan 3 moles de KNO_3 y 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:
- $$\text{Li}_{(s)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{LiOH}_{(ac)} + \text{H}_{2(g)}$$
- 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:
- $$\text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{H}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)}$$
- 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 hidrógeno. Se hacen reaccionar 90 g de una muestra de aluminio de 80 % de pureza con ácido clorhídrico.
- Escribir la ecuación química y balancearla.
 - Calcule el volumen de disolución de ácido 5 M necesario para que reacciones completamente con la muestra de aluminio.
 - El volumen de H_2 obtenido a 20 °C 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 hidrógeno gaseoso.
- Escribir la ecuación química y balancearla.
 - La molaridad de la disolución usada de ácido clorhídrico
 - 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.
- ¿Cuál es la concentración molar de esta disolución?
 - ¿Cuántos moles de ácido clorhídrico se necesitan para neutralizar esta disolución?
 - 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.
- Escribir la ecuación química y balancearla.
 - Determina la concentración molar del ácido.
 - 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.
- Escribir la ecuación química y balancearla.
 - ¿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 °C 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:
- $$\text{CaH}_{2(\text{s})} + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{Ca(OH)}_{2(\text{ac})} + \text{H}_{2(\text{g})}$$
- Después de ajustar la reacción, calcula:
- A. ¿Qué reactivo sobra y en qué cantidad?.
- B. El volumen de hidrógeno que se produce a 20 °C y 745 mm de Hg.
- C. El rendimiento de la reacción si el volumen real producido fue 34 L a 20 °C 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:
- $$\text{CaCO}_{3(\text{s})} + 2 \text{HCl}_{(\text{ac})} \rightarrow \text{CaCl}_{2(\text{ac})} + \text{CO}_{2(\text{g})} + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$$
- 31.** El amoníaco se puede obtener calentando cloruro amónico con hidróxido sódico según la ecuación: $\text{NH}_4\text{Cl}_{(\text{s})} + \text{NaOH}_{(\text{ac})} \rightarrow \text{NH}_{3(\text{g})} + \text{NaCl}_{(\text{ac})} + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
- ¿Cuántos gramos de una muestra de cloruro amónico que tiene el 12 % de impurezas se necesita para obtener 3 L de NH₃ gas medido a 25 °C 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:
- $$4 \text{HNO}_{3(\text{ac})} + \text{Cu}_{(\text{s})} \rightarrow \text{Cu(NO}_3)_2(\text{ac}) + 2 \text{NO}_{2(\text{g})} + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$$
- 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, B₂H₆, puede obtenerse mediante la reacción:
- $$3 \text{NaBH}_4 + 4 \text{BF}_3 \rightarrow 3 \text{NaBF}_4 + 2 \text{B}_2\text{H}_6$$

Teniendo en cuenta que el rendimiento de la reacción es del 70%, y que el BF₃ se encuentra en exceso, ¿Cuántos moles de NaBH₄ serán necesarios para obtener 0,200 moles de B₂H₆?

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



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

RESULTADOS ESTEQUIOMETRIA

1. A. $\text{Cu} + 4 \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{NO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$
B. $4 \text{NH}_3 + 5 \text{O}_2 \rightarrow 4 \text{NO} + 6 \text{H}_2\text{O}$
C. $8 \text{HI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 4 \text{I}_2 + \text{H}_2\text{S} + 4 \text{H}_2\text{O}$
D. $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 3 \text{BaCl}_2 \rightarrow 3 \text{BaSO}_4 + 2 \text{FeCl}_3$
E. $\text{MgCl}_2 + 2 \text{AgNO}_3 \rightarrow 2 \text{AgCl} + \text{Mg}(\text{NO}_3)_2$
F. $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{BaSO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$
G. $\text{FeCl}_3 + 3 \text{NH}_4\text{OH} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 + 3 \text{NH}_4\text{Cl}$
H. $2 \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$
I. $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{Hg}_2\text{Cl}_2 + 2 \text{HNO}_3$
J. $4 \text{Au} + 8 \text{KCN} + \text{O}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 4 \text{KAu}(\text{CN})_2 + 4 \text{KOH}$
K. $\text{P}_4\text{O}_{10} + 6 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 4 \text{H}_3\text{PO}_4$

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 H₂
B. 171 L de H₂.

7. 71,3 L de oxígeno

8. 19,34 L de Cl₂

9. 41,47 g MgO

10. 6,9 g H₂SO₄

11. 325,3 g de CO₂ y 165,6 L de CO₂

12. 36,1 L H₂

13. 30,3% de pureza

14. 81,65% Al

15. 57,88 L de H₂

16. 95,9 % de pureza

17. 10,39 L de C₂H₂

18. 45,05% de rendimiento

19. A. 5 moles de FeCl₃
B. 7,94 % Rendimiento

20. A. 169,9 g KNO₃
B. 85,1 g KNO₂
C. 48,20 % Rendimiento.

21. 4,98 g H₂

22. 96,88% Rendimiento

23. NaOH

24. A. $3 \text{ Al}_{(\text{s})} + 6 \text{ HCl}_{(\text{ac})} \rightarrow 2 \text{ AlCl}_{3(\text{ac})} + 3 \text{ H}_{2(\text{g})}$
B. 1,6 L de HCl
C. 104,3 L de H₂
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. $\text{Zn}_{(\text{s})} + 2 \text{ HCl}_{(\text{ac})} \rightarrow \text{ZnCl}_{2(\text{ac})} + \text{H}_{2(\text{g})}$
B. 11,3 M de HCl
C. 92,3 % pureza
28. A. $\text{Zn}_{(\text{s})} + 2 \text{ HBr}_{(\text{ac})} \rightarrow \text{ZnBr}_{2(\text{ac})} + \text{H}_{2(\text{g})}$
B. 0,275 L de HBr
C. 6,8 mL de HBr
D. 0,65 L de H₂
29. A. sobran 4,29 g de agua
B. 34,97 L de H₂
C. 97,1% Rend.
30. 11,76 g carbonato de calcio
31. 7,74 g Cloruro de amonio
32. A. $\text{Zn}_{(\text{s})} + 2 \text{ HCl}_{(\text{ac})} \rightarrow \text{ZnCl}_{2(\text{ac})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$
B. 111,6 g de HCl
C. 34,25 L de H₂
33. A. $\text{Zn}_{(\text{s})} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{ac})} \rightarrow \text{ZnSO}_{4(\text{ac})} + \text{H}_{2(\text{g})}$
B. 4,06 L de H₂
34. A. 15,7 mL de HNO₃
B. 4,3 L de NO₂
35. 0,429 molde NaBH₄
36. 60,2 g de bromo

GUÍA 10: EQUILIBRIO QUÍMICO

1. De las siguientes afirmaciones relacionadas con el equilibrio químico es (son) verdadera (s):
- En el equilibrio químico coexisten productos formados y reactivos.
 - En el estado de equilibrio, la composición de reactivos y productos es constante
 - 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: $A(g) + B(g) \rightleftharpoons C(g) + D(g)$ $K_C = 10^{-1}$

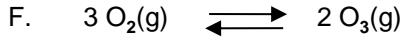
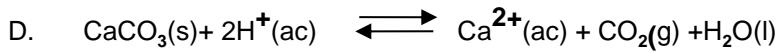
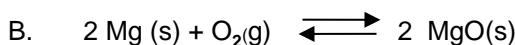
Alcanza el equilibrio, se podría afirmar que:

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

Es correcto:

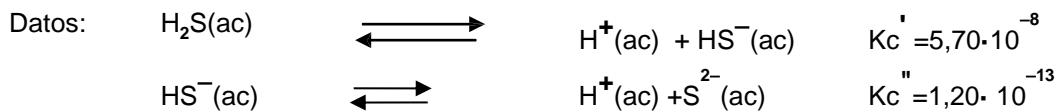
- A. I y II
- B. II y III
- C. III, IV y V
- D. Sólo V
- E. II, IV y V

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



4. Determine K_p para el equilibrio siguiente a $1273\text{ }^{\circ}\text{C}$ si K_c es $2,24 \times 10^{22}$ a la misma temperatura.
- $$2\text{CO(g)} + \text{O}_2\text{(g)} \rightleftharpoons 2\text{CO}_2\text{(g)}$$

5. Las siguientes constantes de equilibrio han sido determinadas para el ácido sulfídrico a $25\text{ }^{\circ}\text{C}$. Con esta información determine la constante de equilibrio K_c para la reacción siguiente a la misma temperatura.

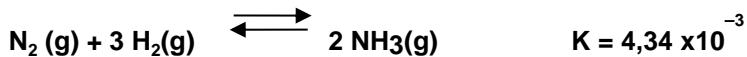


6. La constante K_c para la siguiente reacción es 0,650 a $200\text{ }^{\circ}\text{C}$.



- A. Determine el valor de K_p
 B. Determine el valor de K_c para: $2\text{NH}_3\text{(g)} \rightleftharpoons \text{N}_2\text{(g)} + 3\text{H}_2\text{(g)}$
 C. Determine el valor de K_c para: $\frac{1}{2}\text{N}_2\text{(g)} + \frac{3}{2}\text{H}_2\text{(g)} \rightleftharpoons \text{NH}_3\text{(g)}$

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



8. Si para el equilibrio: $\text{A}_2\text{(g)} + \text{B}_2\text{(g)} \rightleftharpoons \text{AB (g)}$ $K_c = 10$ entonces para el equilibrio: $4\text{AB(g)} \rightleftharpoons 2\text{A}_2\text{(g)} + 2\text{B}_2\text{(g)}$
 ¿Cuánto valdrá K_c ?

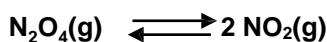
9. Para los equilibrios:
- | | |
|---|-------|
| $2\text{SO}_2\text{(g)} + \text{O}_2\text{(g)} \rightleftharpoons 2\text{SO}_3\text{(g)}$ | K_1 |
| $2\text{SO}_3\text{(g)} \rightleftharpoons 2\text{SO}_2\text{(g)} + \text{O}_2\text{(g)}$ | K_2 |

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

10. En el equilibrio: $2\text{NO}_2\text{(g)} + 4\text{CO(g)} \rightleftharpoons \text{CO}_2\text{(g)} + \text{N}_2\text{(g)}$ $K_c = 1,8$ 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 $35\text{ }^{\circ}\text{C}$ una mezcla gaseosa en equilibrio de $0,384\text{ g}$ de NO_2 y $1,653\text{ g}$ de N_2O_4 . ¿Cuál es el valor de la constante de equilibrio K_c para la reacción?



12. Se inyecta $1,25\text{ mol}$ de NOCl en un reactor de $2,5\text{ L}$ a $427\text{ }^{\circ}\text{C}$. Una vez alcanzado el equilibrio quedan $1,10\text{ mol}$ de NOCl . Calcule K_c para la reacción:



13. 1,0 mol por litro de aldehido fórmico (HCHO) se ubica en un reactor y se calienta a 500 °C estableciéndose el equilibrio que se señala. En este estado se encuentra 0,2 moles de H₂ por litro. Calcule K_c.



14. A 250 °C se introdujeron 0,11 moles de PCl₅ en un recipiente de 1 L y se estableció el equilibrio:



En equilibrio la concentración de PCl₃ 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:



Se mezcla SO₂ y O₂ inicialmente a una presión de 0,350 atm y 0,762 atm, respectivamente, a 350°C. 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: $\text{H}_2\text{(g)} + \text{ I}_2\text{(g)} \rightleftharpoons 2 \text{ HI(g)}$

Calcule la concentración de HI en el equilibrio, si inicialmente se introducen 3,0 molde H₂ y 3,0 mol de I₂ en un recipiente de 4,0 L a 400 °C.

17. Considere el equilibrio: $2 \text{ NOBr(g)} \rightleftharpoons 2\text{NO(g)} + \text{ Br}_2\text{(g)}$

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

18. Para la siguiente reacción a 25°C:



Se desea aumentar el rendimiento de NH₃(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 NH₃(g) a medida que se produce

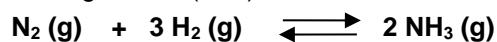
19. Dada la siguiente ecuación



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 (N₂) y 16,1 moles de hidrógeno gaseoso (H₂). El sistema se calienta a 500° C y al alcanzar el equilibrio hay 3,8 moles de amoniaco gaseoso (NH₃). La reacción es exotérmica. Determine K_c y K_p

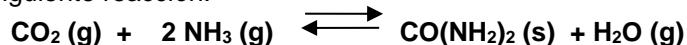


21. A 3000 K el dióxido de carbono se disocia de acuerdo al proceso



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

22. Para la siguiente reacción:



K_p= 12,4 a 900 K. Si las presiones iniciales de NH₃ y CO₂ son 0,15 atm cada una y la presión de H₂O es 0,05 atm. Justifique con cálculos, si el sistema está o no en equilibrio y si no está hacia donde se desplaza el equilibrio.

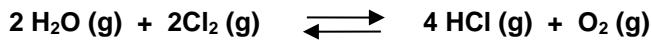
23. El nitrógeno puede reaccionar con el hidrógeno para la obtención de amoníaco, según la siguiente reacción.



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 H₂.

- A. Determine las concentraciones de los reactantes y productos cuando el sistema alcanza el equilibrio.
- B. Expresa y calcula la constante de equilibrio K_c.
- C. ¿Cuál es K_p 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 NH₃? Argumente su respuesta.

24. Para la siguiente reacción:



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

- A. La reacción está en equilibrio.
- B. $Q_p > K_p$ y la reacción tiene lugar hacia la derecha.
- C. $Q_p < K_p$ y la reacción tiene lugar hacia la izquierda.
- D. $Q_p > K_p$ y la reacción tiene lugar hacia la izquierda.
- E. $Q_p < K_p$ y la reacción tiene lugar hacia la derecha.

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



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

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

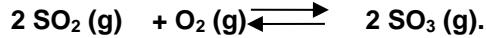
26. Cuando se calienta carbamato de amonio ($\text{NH}_4\text{CO}_2\text{NH}_2$) se descompone de acuerdo a la siguiente ecuación.



A determinada temperatura, la presión del sistema en equilibrio es $0,318\text{ atm}$. El K_p 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:



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 $5,0 \times 10^{-2}\text{ M}$ de SO_3 ;

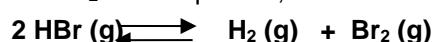
$3,5 \times 10^{-3}\text{ M}$ de O_2 y $3,0 \times 10^{-3}\text{ M}$ de SO_2 . Determine el valor de K_c y K_p a esta temperatura.

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

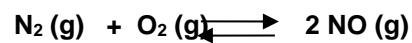


Si se constatan $0,1\text{ mol}$ de H_2O y $0,1\text{ mol}$ de CO a 700 K en un recipiente de 100 mL permitiendo que se alcance el equilibrio. ($K_c = 0,106$ a 700 K), determine la fracción molar de hidrógeno en la mezcla en equilibrio.

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



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.



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



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

RESULTADOS

1. E

2. E

3. A. $K_c = [H_2O]$ $K_p = p H_2O$

B. $K_c = 1/[O_2]$ $K_p = 1/p O_2$

C. $K_c = [PCl_3]x[Cl_2]/[PCl_5]$ $K_p = p PCl_3xpCl_2 /p PCl_5$

D. $K_c = [Ca^{2+}]x[CO_2]/[H^+]^2$ $K_p = p CO_2$

E. $K_c = [CO_2]x[H_2O]$ $K_p = p CO_2 \times p H_2O$

F. $K_c = [O_3]^2 / [O_2]^3$ $K_p = p O_3^2 / p O_2^3$

G. $K_c = [H^+]x[HCOO^-]/[HCOOH]$

H. $K_c = [NH_3]^2/[NO_2]^2x[H_2]^7$ $K_p = (p NH_3)^2/(p NO_2)^2x(p H_2)^7$

I. $K_c = [NO_2]^2x[O_2]^{1/2} / [N_2O_5]$ $K_p = (p NO_2)^2x (p O_2)^{1/2} / (p N_2O_5)$

J. $K_c = [Cl_2]^2 / [TiCl_4]x[O_2]$ $K_p = (p Cl_2)^2 / (p TiCl_4)x(p O_2)$

4. $K_p = 1,77 \times 10^{20}$

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

6. A. $4,31 \times 10^{-4}$
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. $5,6 \times 10^{-4}$

13. $K_C = 0,05$

14. $K_C = 0,042$

15. La presión total será menor que la presión inicial, porque es igual a $1,112 \cdot x$.

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

17. $K_p = 9,65 \times 10^{-3}; \quad K_c = 3,95 \cdot 10^{-4}$

18. I. Verdadero
IV. Verdadero

II. Falso
V. Falso

III. 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. K_c = 0,534: K_p = 1,3 x 10⁻⁴

21. K_c = 0,025

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

23. a) [N₂] = 0,23 moles/L; [H₂] = 0,2 moles/L ; [NH₃] = 0,53 moles/L
b) K_c = 152,6
c) 0,038
d) P_{total} = 61,3 atm; P_{N₂} = 14,8 atm; P_{H₂} = 12,7 atm; P_{NH₃} = 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 NH₃.

24. D

25. A

26. A

27. K_c = 7,9 x 10⁴ y K_p = 1,2 x 10³

28. χ_{H₂} = 0,38

29. X 0,714 moles /L

30. K_c = 8,8 x 10⁻⁴

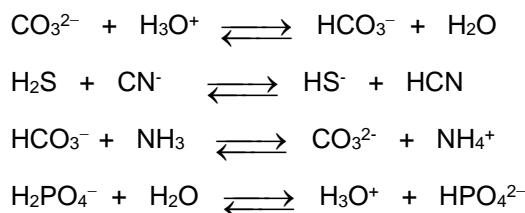
31. 20 % y K_c = 0,033.

GUÍA 11: 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. HNO₂
- C. NH₄⁺
- D. H₂O
- E. Cu²⁺
- F. SO₄²⁻

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:



3. Dadas las siguientes constantes de acidez:

- I. K_a HCN = 4,8 x 10⁻¹⁰
- II. K_aHNO₂ = 5,1 x 10⁻⁴
- III. K_aHCl = ∞

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 NO₂⁻

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. CH₃COOH (K_a = 1,78 x 10⁻⁵);
- III. CH₃CH₂COOH (K_a = 1,34 x 10⁻⁶).

El ácido más débil originará al ión:

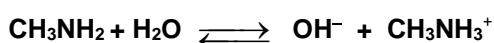
- A. HCOO⁻
- B. CH₃COOH
- C. CH₃COO⁻
- D. CH₃CH₂COOH
- E. CH₃CH₂COO⁻

6. El pH es:
- Una medida del grado de acidez de una solución
 - Un concepto sólo aplicable a las soluciones ácidas
 - 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 $K_b = 1,1 \times 10^{-8}$).
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 $4,4 \times 10^{-4}$?

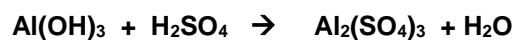


15. Determine:
- La concentración de iones acetato que habrá en una disolución 0,040 M de ácido acético ($K_a = 1,8 \times 10^{-5}$).
 - El pH de la solución.
16. Calcular el porcentaje de ácido disociado en una solución 0,12 M de ácido acético ($K_a = 1,8 \times 10^{-5}$)
17. ¿Cuál es la concentración de ácido benzoico ($K_a = 6,5 \times 10^{-5}$) 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 metilamina 0,4 M. (CH_3NH_2 ; $K_b = 4,4 \times 10^{-4}$)
19. Determine la K_a del ácido nitroso (HNO_2), si una solución 0,055 % m/ V del mismo posee un pH de 2,61. $\text{HNO}_2 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{NO}_2^-$
20. Determine la K_a de un ácido débil HA que está disociado en un 5% y tiene una concentración de 0,01 M
21. Una solución acuosa de $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ($K_b \rightarrow \infty$) tiene un pH de 12,2. ¿Cuál es la molaridad del hidróxido de bario? $\text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ba}^{+2} + 2 \text{OH}^-$
22. ¿Qué masa de hidróxido de sodio ($K_b = \infty$) se necesita para preparar 250 mL de una solución de pH = 11?
23. ¿Qué masa de hidróxido de aluminio ($K_b = \infty$) se necesita para preparar 250 mL de una solución de pH = 10,8?
24. Para una solución de HBrO 0,2 M cuya $K_a = 2,5 \times 10^{-9}$ indique:
- Ecuación de disociación
 - La concentración de todas las especies presentes en el equilibrio
 - pH, pOH y porcentaje de disociación del ácido hipobromoso
25. Para una solución de amoniaco 0,08 M cuya $K_b = 1,8 \times 10^{-5}$ indique:
- ecuación de disociación
 - la concentración de todas las especies presentes en el equilibrio
 - 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:
- Hidróxido de sodio,
 - Hidróxido de bario
 - Hidróxido de aluminio

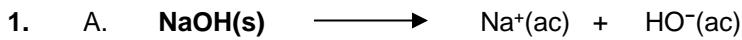
29. Se neutralizan 20 mL de una solución de ácido clorhídrico 0,1 M con hidróxido de sodio 0,1 M. Indique cuál es el pH de la solución cuando se agregan los siguientes volúmenes (en mL) de NaOH.

- 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

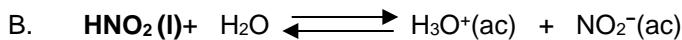
30. Determine el pH de la solución que resulta al mezclar 50 mL de Al(OH)_3 ($K_b \rightarrow \infty$) 0,6 M con 50 mL de H_2SO_4 ($K_a \rightarrow \infty$) 0,3 M.



RESULTADOS

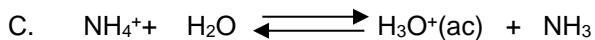


Base de Arrhenius



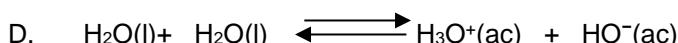
ác. 1 base 2 ác. 2 base 1

Ácido de Arrhenius y Ác. De Lowry Brönsted



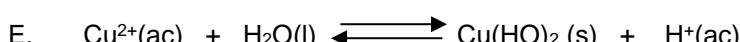
ác. 1 base 2 ác. 2 base 1

Ácido de Lowry Brönsted



ác. 1 base 2 ác. 2 base 1

Teoría de LowryBrönsted



Ácido de Lewis



base 1 ác. 2 ác. 1 base 2

Base de Lowry Brönsted

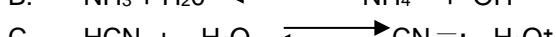
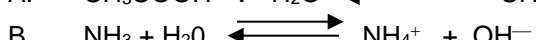
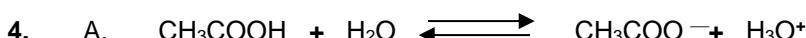
2. Revise sus apuntes

3. A. Verdadero

B. Verdadero

C. Verdadero

D. Falso



5. E

6. E

7. D

8. Solución D < C < B < A ($\text{pH}_A=12,53$, $\text{pH}_B=11,9$, $\text{pH}_C=4,74$, $\text{pH}_D=4,00$)

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

10. A. $1,05 \times 10^{-5}$ y $9,52 \times 10^{-10}$

B. $5,62 \times 10^{-3}$

C. $1,78 \times 10^{-12}$ y $5,62 \times 10^{-3}$

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

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

13. $\text{pH} = 9,6$ $\text{pOH} = 4,4$ $[\text{HO}^-] = 3,63 \cdot 10^{-5} \text{ M} = \text{NH}_3\text{OH}^+$

14. $[\text{CH}_3\text{NH}_2] = 3,3 \times 10^{-3} \text{ M}$

15. A. $[\text{CH}_3\text{COO}^-] = 8,48 \times 10^{-4} \text{ M}$
B. $\text{pH} = 3,07$

16. 1,22 %

17. $[\text{Ácido benzoico}] = 0,19 \text{ M}$ $\text{pH} = 2,46$

18. 3,3 % de ionización

19. $K_a = 6,5 \times 10^{-4}$

20. $K_a = 2,5 \times 10^{-5}$

21. 0,008 M

22. 0,01 g de NaOH

23. 4,1 mg de $\text{Al}(\text{OH})_3$

24. A. $\text{HBrO} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{BrO}^-$
B. $[\text{HBrO}] = 0,2 \text{ M}$; $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{BrO}^-] = 2,5 \cdot 10^{-5} \text{ M}$
C. $\text{pH} = 4,70$ $\text{pOH} = 9,30$ % disociación = 0,01

25. A. $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$
B. $[\text{NH}_3] = 0,079 \text{ M}$; $[\text{OH}^-] = [\text{NH}_4^+] = 1,2 \times 10^{-3} \text{ M}$
C. $\text{pOH} = 2,92$ $\text{pH} = 11,08$ % disociación = 1,5

26. $K_a = 3,2 \times 10^{-8}$

27. $\text{pH} = 13,02$

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

- 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. $\text{pH} = 13,77$

Guía 12: REDOX

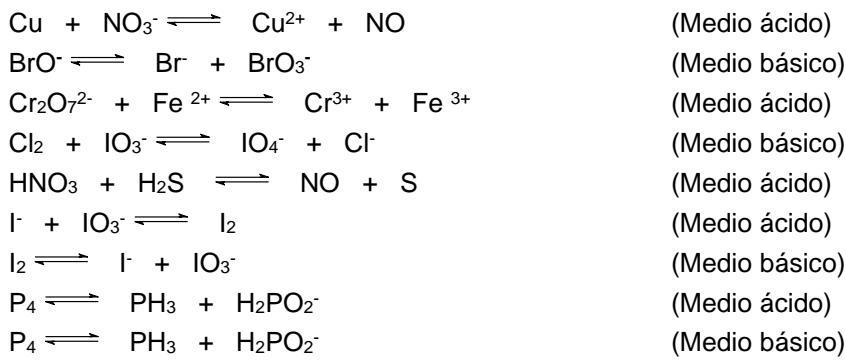
1. Asignar el estado de oxidación a cada elemento de las siguientes especies:
 - A. SiCl₄
 - B. BF₄⁻
 - C. ICl₃
 - D. PF₅
 - E. SF₆
 - F. SO₄⁻²
 - G. ClO₄⁻
 - H. N₂H₅⁺
 - I. K₂MnO₄
 - J. H₂O₂
 - K. HCl
 - L. Cu
 - M. N₂
 - N. NH₃
 - Ñ. K₂Cr₂O₇
2. Determine el número de oxidación del los siguientes compuestos:
 - A. H₂S
 - B. H₂SO₃
 - C. H₂SO₄
 - D. SO₂
 - E. SO₃
 - F. H₂S₂O₈
3. ¿Cuáles de las siguientes ecuaciones son reacciones de óxido-reducción?
 - A. FeCl₃ + HBr → FeBr₃ + HCl
 - B. CoCl₃ + CeCl₃ → CoCl₂ + CeCl₄
 - C. P₄ + 5 O₂ → P₄O₁₀
 - D. HClO + I₂ → HIO + Cl₂
 - E. HCl + MnO₂ → MnCl₂ + Cl₂
 - F. AlCl₃ + NaOH → NaCl + Al(OH)₃
 - G. NH₃ + H₂O → NH₄OH
4. Determine los cambios en los números de oxidación de las especies participantes en las siguientes ecuaciones de óxido reducción:
 - A. MnO₄⁻(ac) + Cl⁻(ac) → Mn²⁺(ac) + Cl₂(g)
 - B. Cr₂O₇²⁻(ac) + NO₂⁻(ac) → NO₃⁻(ac) + Cr³⁺(ac)
 - C. Hg(l) + 2 Fe³⁺(ac) → Hg²⁺(ac) + 2 Fe²⁺(ac)
 - D. Pb(OH)₄²⁻(ac) + ClO⁻(ac) → PbO₂(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:



¿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. $\text{S}_2\text{O}_8^{2-} \rightleftharpoons \text{SO}_4^{2-}$ (Medio básico)
 - B. $\text{NO}_3^- \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}$ (Medio ácido)
 - C. $\text{Br}^- \rightleftharpoons \text{BrO}_3^-$ (Medio básico)
 - D. $\text{NO}_3^- \rightleftharpoons \text{NO}_2^-$ (Medio ácido)
 - E. $\text{Al} \rightleftharpoons \text{AlO}_2^-$ (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.



12. Balancee por el método del ión electrón modificado las siguientes reacciones que ocurren en medio acuoso y pH ácido:
- A. $\text{BiO}_3\text{(s)} + \text{Mn}^{2+}\text{(ac)} \rightarrow \text{Bi(s)} + \text{MnO}_4^-\text{(ac)}$
 - B. $\text{NiSO}_4 + \text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Ni}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Na}_2\text{SO}_4$
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:
- $\text{ClO}^-(\text{ac}) + \text{Cr(OH)}_4^-(\text{ac}) \rightarrow \text{Cl}^-(\text{ac}) + \text{CrO}_4^{2-}(\text{ac})$
 - $\text{Br}_2(\text{l}) \rightarrow \text{Br}^-(\text{ac}) + \text{BrO}_3^-$
 - $\text{KMnO}_4 + \text{KBr} \rightarrow \text{MnO}_2(\text{s}) + \text{KBrO}_3$
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?
- 4 en el izquierdo
 - 6 en el derecho
 - 8 en el izquierdo
 - 7 en el derecho
 - 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:
- $\text{As}_2\text{O}_3 + \text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{AsO}_4^{3-} + \text{N}_2\text{O}_3$
 - $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{I}^- \rightarrow \text{Cr}^{3+} + \text{H}_2\text{O} + \text{IO}_3^-$
 - $\text{I}_2 + \text{ClO}^- \rightarrow \text{IO}_3^- + \text{Cl}^-$
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 $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$, 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?
- $\text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Ni}$
 - $\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}$
 - $\text{Ni} \rightarrow \text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^-$
 - $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$
- i en el ánodo, ii en el cátodo
 - i en el ánodo, iii en el cátodo
 - i en el ánodo, iv en el cátodo
 - i en el cátodo, iv en el ánodo
 - i en el cátodo, iii en el ánodo
18. Para las semireacciones
- $$\text{Zn}^{2+}(\text{ac}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Zn}(\text{s}) \quad E^\circ = -0,76\text{V}$$
- $$2\text{H}^+(\text{ac}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_2(\text{g}) \quad E^\circ = 0,00\text{V}$$
- ¿Cuál será el E° para la reacción?
- $$\text{Zn}(\text{s}) \longrightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{ac}) + 2\text{e}^-$$
- ¿Cuál será el E° para la reacción:
- $$\text{Zn}(\text{s}) + 2\text{H}^+(\text{ac}) \longrightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{ac}) + \text{H}_2(\text{g})$$
- ¿Cuál será el E° para la reacción:
- $$\text{Zn}^{2+}(\text{ac}) + \text{H}_2(\text{g}) \longrightarrow \text{Zn}(\text{s}) + 2\text{H}^+(\text{ac})$$

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



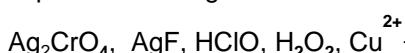
- A. El cadmio es el ánodo
- B. El cobre es el cátodo
- C. El cadmio se oxida
- D. Los electrones van del Cd al Cu
- E. Todas las anteriores

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

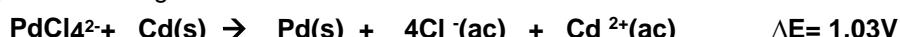
Pb^{2+}	$+ 2e^- \rightarrow \text{Pb(s)}$	$E^\circ = -0,13$
Fe^{2+}	$+ 2e^- \rightarrow \text{Fe(s)}$	$E^\circ = -0,44$
Ag^+	$+ e^- \rightarrow \text{Ag(s)}$	$E^\circ = +0,80$
Cr^{2+}	$+ 2e^- \rightarrow \text{Cr(s)}$	$E^\circ = -0,90$
Cu^{2+}	$+ 2e^- \rightarrow \text{Cu(s)}$	$E^\circ = +0,34$

- A. Pb(s)
- B. Fe(s)
- C. Ag(s)
- D. Cr(s)
- E. Pb(s), Fe(s) y Cr(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?:



22. Para la siguiente celda galvánica:



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:

$\text{Cr}^{3+} + 3e^- \rightarrow \text{Cr(s)}$	$E^\circ = -0,744\text{ V}$
$\text{Al}^{3+} + 3e^- \rightarrow \text{Al(s)}$	$E^\circ = -1,662\text{ V}$
$\text{Cu}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Cu(s)}$	$E^\circ = +0,342\text{ V}$
$\text{ClO}_3^- + 6\text{H}^+ + 5e^- \rightarrow \frac{1}{2}\text{Cl}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$	$E^\circ = +1,470\text{ V}$
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6e^- \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	$E^\circ = +1,232\text{ V}$

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



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

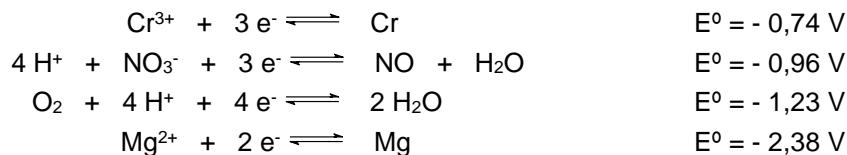
- A. $\text{Li} + \text{Cr}^{3+} \rightleftharpoons \text{Li}^+ + \text{Cr}^{2+}$
- B. $\text{Ag} + \text{Fe}^{3+} \rightleftharpoons \text{Ag}^+ + \text{Fe}^{2+}$
- C. $\text{Fe}^{2+} + \text{Li}^+ \rightleftharpoons \text{Fe}^{3+} + \text{Li}$
- D. $\text{Ag} + \text{Li}^+ \rightleftharpoons \text{Ag}^+ + \text{Li}$
- E. $\text{Cr}^{2+} + \text{Ag}^+ \rightleftharpoons \text{Cr}^{3+} + \text{Ag}$

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



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



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

- 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 ($E^\circ \text{ Cu}^{2+}/\text{Cu} = 0,34 \text{ V}$).

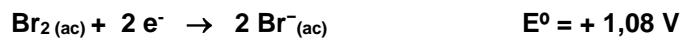
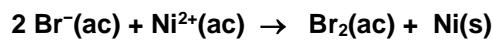
- 28.** Dada la siguiente tabla de potenciales normales, expresados en volts

Par redox	E° (V)
$\text{Cl}_2 / \text{Cl}^-$	1,35
$\text{ClO}_4^- / \text{ClO}_3^-$	1,19
$\text{ClO}_3^- / \text{ClO}_2^-$	1,16
$\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}^0$	0,35
$\text{SO}_3^{2-} / \text{S}^{2-}$	0,23
$\text{SO}_4^{2-} / \text{S}^{2-}$	0,15
$\text{Sn}^{4+} / \text{Sn}^{2+}$	0,15
$\text{Sn}^{2+} / \text{Sn}^0$	-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:
- $$E^{\circ} (\text{NO}_3^- / \text{NO}) = + 0,96 \text{ V}$$
- $$E^{\circ} (\text{Fe}^{3+} / \text{Fe}^{2+}) = + 0,77 \text{ V}$$
- $$E^{\circ} (\text{MoO}_4^{2-} / \text{Mo}^{3+}) = + 0,51 \text{ V}$$
- $$E^{\circ} (\text{Fe}^{2+} / \text{Fe}) = - 0,44 \text{ V}$$
- 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 $\text{Fe}^{3+} / \text{Fe}^{2+}$ que conectado a un electrodo estándar de hidrógeno, tiene un potencial de reducción de $E^{\circ} = + 0,77 \text{ V}$. Se puede predecir que ésta celda ocurre uno de los siguientes hechos:
- A. El H^+ se reduce ($2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$)
 - B. El Fe^{2+} se oxida espontáneamente a Fe^{3+}
 - C. La reacción espontánea de éste electrodo es $\text{Fe}^{3+} + \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}$
 - 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:



- 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 peroxy 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: $+7 \rightarrow +2$ Cl: $-1 \rightarrow 0$
B. Cr: $+6 \rightarrow +3$ N: $+3 \rightarrow +5$
C. Hg: $0 \rightarrow +2$ Fe: $+3 \rightarrow +2$
D. Pb: $+2 \rightarrow +4$ Cl: $+1 \rightarrow -1$
5. A. $2 \text{PbS} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{PbO} + 2\text{SO}_2$
B. Agente oxidante: O_2 y agente reductor PbS
6. Ec. Iónica: $\text{Cu} + 2 \text{NO}_3^- + 4 \text{H}^+ \rightarrow 2 \text{NO}_2 + \text{Cu}^{2+} + 2 \text{H}_2\text{O}$
Ec. Molecular: $\text{Cu} + 4 \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{NO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$
7. $5 \text{H}_2\text{S} + 2 \text{MnO}_4^- + 6 \text{H}^+ \rightarrow 5 \text{S} + 2 \text{Mn}^{2+} + 8 \text{H}_2\text{O}$
 $5 \text{H}_2\text{S} + 2 \text{KMnO}_4 + 6 \text{HCl} \rightarrow 5 \text{S} + 2 \text{MnCl}_2 + 2 \text{KCl} + 8 \text{H}_2\text{O}$
8. $3 \text{Cl}_2 + 6 \text{HO}^- \rightarrow \text{ClO}_3^- + 5 \text{Cl}^- + 3 \text{H}_2\text{O}$
 $3 \text{Cl}_2 + 6 \text{NaOH} \rightarrow \text{NaClO}_3 + 5 \text{NaCl} + 3 \text{H}_2\text{O}$
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. $Br^- + 6 OH^- \rightleftharpoons BrO_3^- + 3H_2O + 6e^-$ 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



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



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

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

Agente oxidante: BrO^-

Agente reductor: BrO^-



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+}



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^-

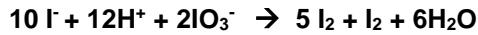


Semi-reacción de oxidación: $H_2S \rightarrow S + 2e^- + 2H^+$

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

Agente oxidante: HNO_3

Agente reductor: H_2S



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^-



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

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

Agente oxidante: I_2

Agente reductor: I_2



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

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

Agente oxidante: P_4

Agente reductor: P_4



Semi-reacción de oxidación: $\text{OH}^- + \text{P}_4 \rightarrow 4\text{H}_2\text{PO}_2^- + 4\text{e}^-$

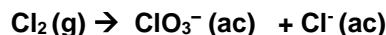
Semi-reacción de reducción: $12\text{H}_2\text{O} + 12\text{e}^- + \text{P}_4 \rightarrow 4\text{PH}_3 + 12\text{OH}^-$

Agente oxidante: P_4

Agente reductor: P_4

12. A. $\text{BiO}_3^- + \text{Mn}^{2+} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Bi} + \text{MnO}_4^- + 2\text{H}^+$
B. $6\text{Ni}^{2+} + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ \rightarrow 6\text{Ni}^{3+} + 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$

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.



14. A. $3\text{ClO}^- + 2\text{Cr(OH)}_4^- + 2\text{OH}^- \rightarrow 3\text{Cl}^- + 2\text{CrO}_4^{2-} + 5\text{H}_2\text{O}$
B. $12\text{OH}^- + 6\text{Br}_2 \rightarrow 10\text{Br}^- + 2\text{BrO}_3^- + 6\text{H}_2\text{O}$
C. $\text{H}_2\text{O} + 2\text{MnO}_4^- + \text{Br}^- \rightarrow 2\text{MnO}_2 + \text{BrO}_3^- + 2\text{OH}^-$

15. E

16. A. $\text{As}_2\text{O}_3 + 2\text{NO}_3^- + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{AsO}_4^{3-} + \text{N}_2\text{O}_3 + 4\text{H}^+$

Agente oxidante: NO_3^- ; agente reductor: As_2O_3

- B. $8\text{H}^+ + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{I}^- \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 4\text{H}_2\text{O} + \text{IO}_3^-$

Agente oxidante: $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$; agente reductor: I^-

- C. $\text{H}_2\text{O} + \text{I}_2 + 5\text{ClO}^- \rightarrow \text{IO}_3^- + 2\text{H}^+ + 5\text{Cl}^-$

Agente oxidante: ClO^- ; agente reductor: I_2

17. D, porque en esos casos el ΔE° pila es positivo

18. A. $E^\circ = 0,76\text{ V}$
B. $E^\circ = 0,76\text{ V}$
C. $E^\circ = -0,76\text{ V}$

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. $\text{PdCl}_4^{2-}(\text{ac}) + 2\bar{e} \rightarrow \text{Pd}(\text{s}) + 4\text{Cl}^-$ Reducción $0,591\text{ V}$
 $\text{Cd}(\text{s}) \rightarrow \text{Cd}^{2+}(\text{ac}) + 2\bar{e}$ Oxidación $-(-0,403)\text{ V}$

23. A. ClO_3^- es el mejor agente oxidante - $\text{Al}(\text{s})$ es el mejor agente reductor
B. $\text{Al}^{3+}/\text{Al}(\text{s})$ con $\text{ClO}_3^-/\text{Cl}_2$
C. $10\text{Al}(\text{s}) + 6\text{ClO}_3^- + 36\text{H}^+ \rightarrow 10\text{Al}^{3+} + 3\text{Cl}_2 + 18\text{H}_2\text{O}$
D. $\text{Al}(\text{s}) / \text{Al}^{3+}(1\text{ M}) // \text{ClO}_3^-(1\text{ M}) / \text{Cl}_2(\text{g}) / \text{Pt}(\text{s})$

- 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.** I₂

- 26.** A. SRO Mg \rightleftharpoons Mg²⁺ + 2 e⁻
 SRR Cr³⁺ + 3 e⁻ \rightleftharpoons Cr
B. Se oxida Mg y se reduce Cr³⁺
C. Agente Oxidante: Cr³⁺ 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. Sn²⁺
C. Sn⁰
D. ClO₃⁻
E. ClO₃⁻ + Sn²⁺ + 2 H⁺ → ClO₂⁻ + Sn⁴⁺ + H₂O
S²⁻ + 4 Cu²⁺ + 4 H₂O → SO₄²⁻ + 8 H⁺ + 4 Cu

- 29.** A

- 30.** C

- 31.** C

TABLA PERIODICA DE LOS ELEMENTOS

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

ELECTRONEGATIVIDADES DE PAULING

<u>H</u> 2.1																		
<u>Li</u> 1.0	<u>Be</u> 1.5													<u>B</u> 2.0	<u>C</u> 2.5	<u>N</u> 3.0	<u>O</u> 3.5	<u>F</u> 4.0
<u>Na</u> 0.9	<u>Mg</u> 1.2													<u>Al</u> 1.5	<u>Si</u> 1.8	<u>P</u> 2.1	<u>S</u> 2.5	<u>Cl</u> 3.0
<u>K</u> 0.8	<u>Ca</u> 1.0	<u>Sc</u> 1.3	<u>Ti</u> 1.5	<u>V</u> 1.6	<u>Cr</u> 1.6	<u>Mn</u> 1.5	<u>Fe</u> 1.8	<u>Co</u> 1.9	<u>Ni</u> 1.8	<u>Cu</u> 1.9	<u>Zn</u> 1.6	<u>Ga</u> 1.6	<u>Ge</u> 1.8	<u>As</u> 2.0	<u>Se</u> 2.4	<u>Br</u> 2.8		
<u>Rb</u> 0.8	<u>Sr</u> 1.0	<u>Y</u> 1.2	<u>Zr</u> 1.4	<u>Nb</u> 1.6	<u>Mo</u> 1.8	<u>Tc</u> 1.9	<u>Ru</u> 2.2	<u>Rh</u> 2.2	<u>Pd</u> 2.2	<u>Ag</u> 1.9	<u>Cd</u> 1.7	<u>In</u> 1.7	<u>Sn</u> 1.8	<u>Sb</u> 1.9	<u>Te</u> 2.1	<u>I</u> 2.5		
<u>Cs</u> 0.7	<u>Ba</u> 0.9	<u>Lu</u>	<u>Hf</u> 1.3	<u>Ta</u> 1.5	<u>W</u> 1.7	<u>Re</u> 1.9	<u>Os</u> 2.2	<u>Ir</u> 2.2	<u>Pt</u> 2.2	<u>Au</u> 2.4	<u>Hg</u> 1.9	<u>Tl</u> 1.8	<u>Pb</u> 1.9	<u>Bi</u> 1.9	<u>Po</u> 2.0	<u>At</u> 2.2		
<u>Fr</u> 0.7	<u>Ra</u> 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 12,31 g. 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.

$$3 \text{ cm} = 0,03 \text{ m}$$

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 **0,0005030** 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.

$$\begin{array}{ll} \mathbf{6,00 \cdot 10^2} & \text{(tres cifras significativas)} \\ \mathbf{6,0 \cdot 10^2} & \text{(dos cifras significativas)} \\ \mathbf{6 \cdot 10^2} & \text{(una cifra significativa)} \end{array}$$

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 H₂ 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:

$$\begin{array}{r} 161,032 \\ 5,6 \\ \hline 32,4524 \end{array}$$

$$199,0844$$

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:

$$152,06 \cdot 0,24 = 36,4944$$

Debe reportarse como 36, puesto que el término 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 quisieramos determinar la densidad de un líquido determinado su masa y su volumen, usaríamos la fórmula:

$$d = \frac{m}{V}$$

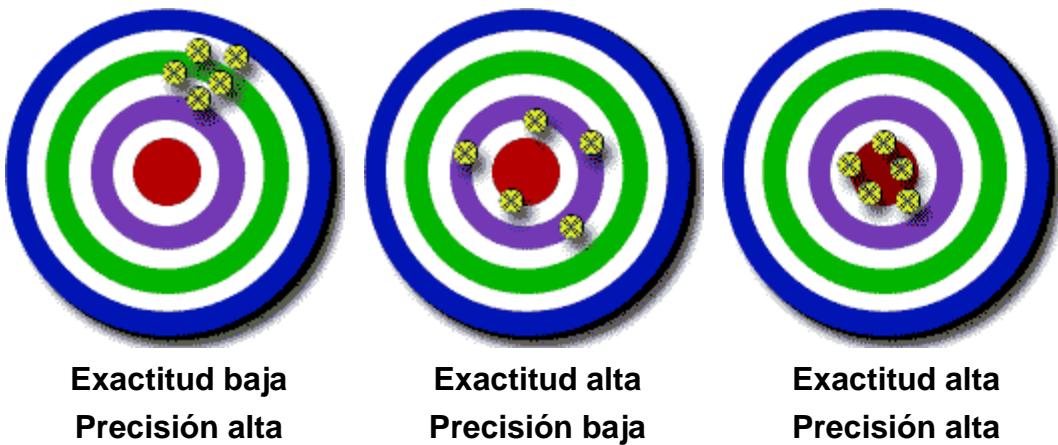
Puesto que la masa m y el volumen V son cantidades experimentales que incluyen errores propios Δm y ΔV , respectivamente, es de esperar que dicha incertidumbre necesariamente se propague al valor calculado de la densidad.

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.

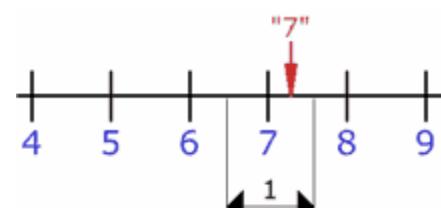
Ejemplos de exactitud y precisión:



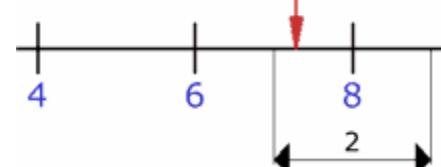
GRADO DE EXACTITUD: La exactitud depende del instrumento de medida. Pero por regla general: **El grado de exactitud es la mitad de la unidad de medida.**

Ejemplos:

Si tu instrumento mide en "unidades" entonces cualquier valor entre $6\frac{1}{2}$ y $7\frac{1}{2}$ 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	$6,02214 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$
Constante de Planck	h	$6,62608 \times 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$
Carga Fundamental	e	$1,60218 \times 10^{-19} \text{ C}$
Constante de los Gases	$R=N_A \cdot k$	$8,31447 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{Mol}^{-1}$ $0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$
Velocidad de la Luz	c	$2,99792 \times 10^8 \text{ m}\cdot\text{s}^{-1}$
Constante de Faraday	$F=N_A \cdot e$	$9,64853 \times 10^4 \text{ C}\cdot\text{mol}^{-1}$

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)	$1 \times 10^{-10} \text{ m}$
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	$1.01325 \times 10^5 \text{ Pa}$	Energía	1 cal	4,184 J
	1 Torr	133,3 Pa		1 eV	$1,60218 \times 10^{-19} \text{ J}$
	1 mm Hg	133,3 Pa			$96485 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
	1 psi	6,895 kPa		1 C·V	1 J
	1 bar	100 kPa		1 kWh	$3,60 \times 10^3 \text{ KJ}$
				1 atmL	101325 J
Temperatura	${}^\circ\text{F} = 9/5 {}^\circ\text{C} + 32$				
	${}^\circ\text{C} = 5/9 ({}^\circ\text{F} - 32)$				
	$\text{K} = {}^\circ\text{C} + 273.15$				

ANEXO IV
POTENCIALES ESTÁNDAR DE REDUCCIÓN A 25 °C

SEMIRREACCIÓN	$E^\circ(V)$
$\text{Li}^*(ac) + e^- \longrightarrow \text{Li}(s)$	-3.05
$\text{K}^*(ac) + e^- \longrightarrow \text{K}(s)$	-2.93
$\text{Ba}^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow \text{Ba}(s)$	-2.90
$\text{Sr}^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow \text{Sr}(s)$	-2.89
$\text{Ca}^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow \text{Ca}(s)$	-2.87
$\text{Na}^*(ac) + e^- \longrightarrow \text{Na}(s)$	-2.71
$\text{Mg}^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow \text{Mg}(s)$	-2.37
$\text{Be}^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow \text{Be}(s)$	-1.85
$\text{Al}^{3+}(ac) + 3e^- \longrightarrow \text{Al}(s)$	-1.66
$\text{Mn}^{3+}(ac) + 2e^- \longrightarrow \text{Mn}(s)$	-1.18
$2\text{H}_2\text{O} + 2e^- \longrightarrow \text{H}_2(g) + 2\text{OH}^-(ac)$	-0.83
$\text{Zn}^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow \text{Zn}(s)$	-0.76
$\text{Cr}^{3+}(ac) + 3e^- \longrightarrow \text{Cr}(s)$	-0.74
$\text{Fe}^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow \text{Fe}(s)$	-0.44
$\text{Cd}^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow \text{Cd}(s)$	-0.40
$\text{PbSO}_4(s) + 2e^- \longrightarrow \text{Pb}(s) + \text{SO}_4^{2-}(ac)$	-0.31
$\text{Co}^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow \text{Co}(s)$	-0.28
$\text{Ni}^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow \text{Ni}(s)$	-0.25
$\text{Sn}^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow \text{Sn}(s)$	-0.14
$\text{Pb}^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow \text{Pb}(s)$	-0.13
$2\text{H}^+(ac) + 2e^- \longrightarrow \text{H}_2(g)$	0.00
$\text{Sn}^{4+}(ac) + 2e^- \longrightarrow \text{Sn}^{2+}(ac)$	+0.13
$\text{Cu}^{2+}(ac) + e^- \longrightarrow \text{Cu}^*(ac)$	+0.15
$\text{SO}_4^{2-}(ac) + 4\text{H}^*(ac) + 2e^- \longrightarrow \text{SO}_2(g) + 2\text{H}_2\text{O}$	+0.20
$\text{AgCl}(s) + e^- \longrightarrow \text{Ag}(s) + \text{Cl}^-(ac)$	+0.22
$\text{Cu}^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow \text{Cu}(s)$	+0.34
$\text{O}_2(g) + 2\text{H}_2\text{O} + 4e^- \longrightarrow 4\text{OH}^-(ac)$	+0.40
$\text{I}_2(s) + 2e^- \longrightarrow 2\text{I}^-(ac)$	+0.53
$\text{MnO}_4^-(ac) + 2\text{H}_2\text{O} + 3e^- \longrightarrow \text{MnO}_2(s) + 4\text{OH}^-(ac)$	+0.59
$\text{O}_2(g) + 2\text{H}^*(ac) + 2e^- \longrightarrow \text{H}_2\text{O}_2(ac)$	+0.68
$\text{Fe}^{3+}(ac) + e^- \longrightarrow \text{Fe}^{2+}(ac)$	+0.77
$\text{Ag}^*(ac) + e^- \longrightarrow \text{Ag}(s)$	+0.80
$\text{Hg}_{2+}^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow 2\text{Hg}(l)$	+0.85
$2\text{Hg}^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow \text{Hg}_{2+}^{2+}(ac)$	+0.92
$\text{NO}_3^-(ac) + 4\text{H}^*(ac) + 3e^- \longrightarrow \text{NO}(g) + 2\text{H}_2\text{O}$	+0.96
$\text{Br}_2(l) + 2e^- \longrightarrow 2\text{Br}^-(ac)$	+1.07
$\text{O}_2(g) + 4\text{H}^*(ac) + 4e^- \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O}$	+1.23
$\text{MnO}_2(s) + 4\text{H}^*(ac) + 2e^- \longrightarrow \text{Mn}^{2+}(ac) + 2\text{H}_2\text{O}$	+1.23
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(ac) + 14\text{H}^*(ac) + 6e^- \longrightarrow 2\text{Cr}^{3+}(ac) + 7\text{H}_2\text{O}$	+1.33
$\text{Cl}_2(g) + 2e^- \longrightarrow 2\text{Cl}^-(ac)$	+1.36
$\text{Au}^{3+}(ac) + 3e^- \longrightarrow \text{Au}(s)$	+1.50
$\text{MnO}_4^-(ac) + 8\text{H}^*(ac) + 5e^- \longrightarrow \text{Mn}^{2+}(ac) + 4\text{H}_2\text{O}$	+1.51
$\text{Ce}^{4+}(ac) + e^- \longrightarrow \text{Ce}^{3+}(ac)$	+1.61
$\text{PbO}_2(s) + 4\text{H}^*(ac) + \text{SO}_4^{2-}(ac) + 2e^- \longrightarrow \text{PbSO}_4(s) + 2\text{H}_2\text{O}$	+1.70
$\text{H}_2\text{O}_2(ac) + 2\text{H}^*(ac) + 2e^- \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O}$	+1.77
$\text{Co}^{3+}(ac) + e^- \longrightarrow \text{Co}^{2+}(ac)$	+1.82
$\text{O}_3(g) + 2\text{H}^*(ac) + 2e^- \longrightarrow \text{O}_2(g) + \text{H}_2\text{O}(l)$	+2.07
$\text{F}_2(g) + 2e^- \longrightarrow 2\text{F}^-(ac)$	+2.87

Fuerza oxidante creciente

Fuerza reductora creciente