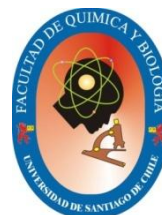




UNIVERSIDAD DE SANTIAGO DE CHILE  
FACULTAD DE QUÍMICA Y BIOLIGÍA  
DEPARTAMENTO DE QUÍMICA DE LOS MATERIALES



# MANUAL DE EJERCICIOS QUIMICA GENERAL INGENIERÍA-2013

UdeSantiago

Recopilación y adaptación de ejercicios:

Dra. Andrea Valdebenito,

Dra. Herna Barrientos,

Dr. M. Ignacio Azócar,

Dr. Edmundo Ríos

## Primera Unidad: Leyes Ponderales.

1. 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.
2. Los elementos A y B pueden formar dos compuestos diferentes. En el 1º hay 8 g. de A por cada 26 g de compuesto. En el 2º tiene una composición centesimal de 25 % de A y 75 % de B. ¿Se cumple la ley de las proporciones múltiples?
3. 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.
4. El hidrógeno y el 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.
5. Una muestra de óxido de vanadio que pesaba 3,530 g se redujo con hidrógeno obteniendo agua y otro óxido de vanadio que peso 2,909 g. Este 2º óxido se trato de nuevo con hidrógeno hasta que se obtuvieron 1,979 g de metal.
  - a. ¿Cuáles son las formulas empíricas de ambos óxidos?
  - b. ¿Cuál es la cantidad de agua formadas en ambas reacciones?
6. 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?
7. Se combustiona 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)?
8. 2 g de hidrógeno se combinan con 16 g de oxígeno para formar 18 g de agua. Determine la composición porcentual del agua.

9. Se prepara óxido de aluminio ( $\text{Al}_2\text{O}_3$ ) 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. En ciertas condiciones el sodio y el azufre reaccionan generando sulfuro de sodio ( $\text{Na}_2\text{S}$ ). 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 que masa de reactante queda en exceso?
11. 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?
12. 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?
13. 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?
14. 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?

15. La molécula de  $\text{NF}_3$  se compone de 19,7% de nitrógeno y 80,3% de flúor. ¿Qué masa (en g) de  $\text{NF}_3$  se obtiene a partir de 10 g de nitrógeno y 10 g de flúor?
16. 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?
17. La tabla muestra diferentes cantidades de reactivos utilizados para preparar cloruro de sodio. A partir de la información entregada complete la siguiente tabla:

Sodio (g)	Cloro (g)	Cloruro de sodio (g)	Reactivo en exceso (g)	Reactivo limitante (g)
4,6	7,1	11,7	-----	-----
1,7	10,0			
6,0	5,7			
6,9	10,6			

18. La razón de combinación o tanto por uno de A/B en el compuesto AB es 1,85. Cual o cuales de las siguientes aseveraciones son verdaderas:
- La masa del compuesto AB es 1,85 gramos
  - El porcentaje en masa de A es 64,9% y el de B es 35,1%
  - 25,0 g. de A pueden reaccionar con 13,5 de B para dar 38,5 g. de AB
19. 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?
20. El compuesto XY tiene 28,57% de X. ¿Qué masa de X produce 63 g de XY?
21. 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:
- La composición porcentual del compuesto.
  - La masa de magnesio que reacciona con 10,0 g de yodo
  - La masa de compuesto formada en (B)
22. Un compuesto AB contiene 65% de A. Si reaccionan 32,28 g de A y 25,31 g de B, señale:
- reactivo en exceso y masa de éste que no reacciona
  - reactivo limitante
  - masa de AB obtenida

23. El óxido de calcio contiene 28% de oxígeno:
- ¿Qué masa de oxígeno se combinará con 100 g de calcio para formar  $\text{CaO}$ ?
  - 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  $\text{CaO}$  que se forma
24. El amoníaco ( $\text{NH}_3$ ) tiene 18% de hidrógeno. Si reaccionan 12 g de nitrógeno gaseoso y 10 g de hidrógeno gaseoso, determine:
- Razón o cociente de combinación de masas ( $m_{\text{N}}/m_{\text{H}}$ )
  - Reactivo limitante
  - Masa de compuesto formado
25. 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?
26. 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?
27. El hidruro de fósforo (III)  $\text{PH}_3$  contiene 91,12% de fósforo. Si reaccionan 15 g de fósforo con 3,5g de hidrógeno, se puede afirmar que:
- La razón de masas de combinación P / H es aproximadamente 31: 3
  - El reactivo limitante es hidrógeno del cual sobran 3,02 g
  - El reactivo limitante es fósforo y sobran 2,04 g de hidrógeno
  - Se forman 16,46 g de compuesto
  - Hay un déficit de 93,5 g de fósforo

UdeSantiago

## RESULTADOS: LEYES PONDERALES

1. Si se cumple
2. Si se cumple la Ley de Dalton
3. Si se cumple
4. Se cumple la Ley de Dalton
5. A.  $V_2O_5$  y  $V_2O_3$       B. 0,699 g y 1,046 g de agua
6. 24 g magnesio
7. A. 0,64 g oxígeno se consume g y 32 g se necesitan  
B. 13,12 g óxido  
C. Reaccionan 5,12 g
8. 11,11% de H y 88,89% de O
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. A. 13,91 g de S  
B. Na = 58,97% y S = 41,03%  
C. 24,38 g de  $Na_2S$  y 5,63 g de Na en exceso
11. A. Si se cumple  
B. 13,64 g de A y 36,36 g de B
12. 84,4 g de compuesto
13. 28 g de producto
14. 2,5 g de A
15. 12,5 g de  $NF_3$
16. 156,3 g compuesto

17.

Sodio (g)	Cloro (g)	Cloruro de sodio (g)	Reactivo en exceso (g)	Reactivo limitante (g)
4,6	7,1	11,7	-----	-----
1,7	10,0	4,32	Cloro	Sodio
6,0	5,7	9,39	Sodio	Cloro
6,9	10,6	17,5	-----	-----

18. B y C

19. 20% de A

20. 18 g

21. A. 8,7% Mg y 91,3% de I  
B. 0,96 g de Mg  
C. 10,96 g de compuesto

22. A. B y 7,93 g  
B. Reactivo A  
C. 49,66 g de AB

23. A. 38,9 g de oxígeno  
B. calcio  
Oxígeno; 6,11 g de oxígeno queda sin reaccionar  
13,89 g óxido de calcio

24. A.  $m_N/m_H = 4,56$   
B. Nitrógeno  
C. 14,63 g

25. 60,54 g

26. 3,6 g de óxido

27. A, C y D



## Segunda Unidad: Átomos, moléculas, mol, fórmula empírica y molecular.

1. Escriba el símbolo de la especie que contiene 28 protones, 26 electrones y 32 neutrones.
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. ¿Cuántos electrones, protones y neutrones hay en un átomo de  ${}_{33}\text{As}^{75}$ ?
4. Llene los espacios en la siguiente tabla (apóyese con el sistema periódico, si es necesario):

especie	nº protones	nº neutrones	nº electrones	Carga neta
${}_{20}^{40}\text{Ca}$	20	—	20	0
${}_{4}^{9}\text{Be}$	—	—	—	0
—	13	14	10	—
${}_{53}^{127}\text{I}^{-}$	—	—	—	-1
—	21	24	18	—

5. 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%.
6. Determine la masa molar de los siguientes compuestos:
  - A.  $\text{Cl}_2$
  - B.  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$
  - C.  $\text{CuSO}_4 \times 5 \text{H}_2\text{O}$
  - D.  $\text{KMnO}_4$
  - E.  $\text{C}_5\text{H}_{11}\text{O}_2\text{N}$
7. La masa molar del hidróxido de calcio es 74 g / mol. Indique la(s) aseveración (es) 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  $\text{Ca(OH)}_2$  son  $6,02 \times 10^{23}$  de Ca y  $1,20 \times 10^{24}$  de O y de H
- F. En un mol de  $\text{Ca(OH)}_2$  hay 40 g de Ca, 32 g de O y 2 g de H
8. La masa molar del agua  $\text{H}_2\text{O}$  es 18 g/mol. Esto significa que:
- 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  $6,023 \times 10^{23}$  moléculas de  $\text{H}_2\text{O}$  es 18 g
9. ¿Cuántos moles hay en 49 g de ácido sulfúrico ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ )?
10. ¿Qué cantidad de materia hay en 33 g de Cloruro de calcio?
11. ¿Qué cantidad de carbonato de calcio  $\text{CaCO}_3$  hay en 5 g?
12. ¿Cuántos de átomos de oxígeno en 3,5 g de ácido nítrico?
13. ¿Cuántas moléculas hay en 0,0372 moles de CO?
14. ¿Cuál es la masa en gramos de  $3,25 \times 10^{24}$  átomos de Al?
15. ¿Cuántos átomos de oxígeno hay en 40 g de ácido clórico ( $\text{HClO}_3$ )?
16. Determine el número de moléculas, átomos y moles hay en 50 g de:
- A.  $\text{H}_2\text{O}$
- B.  $\text{Cl}_2$
- C.  $\text{HNO}_3$
17. Halle la cantidad desconocida en cada caso:
- A. 0,643 g de  $\text{SO}_2$  = \_\_\_\_\_ moles de O
- B.  $4,1 \times 10^{23}$  moléculas de HBr = \_\_\_\_\_ g de HBr
- C. 0,095 moles de  $\text{C}_7\text{H}_{16}$  = \_\_\_\_\_ moles de H
- $1,5 \times 10^{-6}$  g de  $\text{H}_3\text{PO}_4$  = \_\_\_\_\_ moléculas de  $\text{H}_3\text{PO}_4$
18. ¿Cuántos moles de glucosa  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$  hay en?
- A. 538 g
- B. 1,0 g
19. ¿Cuántas moléculas están presentes en 6,2 g de formaldehído ( $\text{CH}_2\text{O}$ )?

20. En 0,5 moles de  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$  hay:
- $6,02 \times 10^{23}$  moléculas
  - $6,02 \times 10^{23}$  átomos de Fe
  - 1,5 moles de átomos de S
  - 0,5 moles de O

21. Complete el siguiente cuadro, justificando sus resultados.

Masa (g)	Nº de átomos	Nº de moles	M (g / mol)
	$3,25 \times 10^{23}$ átomos Al		27
		10 moles de $\text{CH}_3\text{OH}$	32
20,0 g de AgCl		0,139 moles	
		0,175 moles de $\text{NH}_3$	17
42,5		0,5 moles de $\text{CH}_2\text{Cl}_2$	

22. ¿Cuántos moles de sulfuro de sodio,  $\text{Na}_2\text{S}$  y cuántos moles de sodio hay en  $2,7 \times 10^{24}$  moléculas de  $\text{Na}_2\text{S}$ ?
23. Se dispone de: 40,0 g de Ca; 17,0 g de  $\text{NH}_3$ ; 40,0 g de Ar; 34,0 g de  $\text{H}_2\text{S}$  y 71,0 g de  $\text{Cl}_2$ . ¿Cuál presenta el mayor número de átomos?
24. ¿Cuál es la fórmula empírica del óxido de hierro que contiene 77,75% de hierro y 22,25% de oxígeno en masa?
25. Un óxido de hierro contiene 69,94% de Fe, determine su fórmula empírica.
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. 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?

30. Al reaccionar 4 g de carbono con hidrógeno se obtiene 5 g de producto cuya masa molar es 30 g/mol, Determine:
- composición porcentual
  - Fórmula empírica
  - Fórmula molecular
31. ¿Cuál es la masa en gramos de 0,257 mol de sacarosa,  $C_{12}H_{22}O_{11}$ ?
32. Calcule el porcentaje de carbono presente en la cadaverina,  $C_5H_{14}N_2$ , un compuesto presente en la carne en descomposición.
33. Una muestra de vitamina A,  $C_{20}H_{30}O$ , contiene  $4,0 \times 10^{22}$  átomos de carbono. ¿Cuántos átomos de hidrógeno y cuántas moléculas de vitamina A contiene la muestra?
34. Calcule la masa en gramos de 0,0112 mol de beta fructosa,  $C_6H_{12}O_6$ .
35. Calcular la composición centesimal del cada átomo que forma el ácido sulfúrico.
36. La progesterona es un componente común de la píldora anticonceptiva, si su fórmula es  $C_{21}H_{30}O_2$  ¿Cuál es su composición porcentual?
37. Hallar la fórmula de un compuesto cuya composición centesimal es: N 10,7%, O 36,8% y Ba 52,5%.
38. 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 la sal de plata tiene un peso molecular de 181.
39. 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.
40. El magnesio está formado por tres isótopos naturales. Tiene el 78,99 por ciento de  $^{24}\text{Mg}$  (masa 23,985042 u) y 10,00 % de  $^{25}\text{Mg}$  (masa 24,985837 uma). ¿Cuál es la masa del tercer isótopo, si la masa atómica media de Magnesio es 24,3050 uma?

**RESULTADOS: Átomos, moléculas, mol, fórmula empírica y molecular.**

- 1.  $\text{Ni}^{2+}$
- 2. B y C.
- 3. 33 electrones, 33 protones y 42 neutrones
- 4.

especie	nº protones	nº neutrones	nº electrones	Carga neta
$^{40}_{20}\text{Ca}$	20	20	20	0
$^9_4\text{Be}$	4	5	4	0
$^{27}_{13}\text{Al}^{+3}$	13	14	10	+3
$^{127}_{53}\text{I}^-$	53	74	54	-1
$^{45}_{21}\text{Sc}^{+3}$	21	24	18	+3

- 5. 28,104 uma
- 6. A. 70,9 g/mol  
B. 132 g/mol  
C. 249,54 g/mol  
D. 158,04 g/mol  
E. 117 g/mol
- 7. A, B, D, E y F.
- 8. C y D
- 9. 0,5 mol
- 10. 0,3 mol
- 11. 0,05 mol
- 12.  $1,0 \times 10^{23}$  átomo oxígeno
- 13.  $2,24 \times 10^{22}$  moléculas
- 14. 145,8 g Aluminio
- 15.  $8,55 \times 10^{23}$  átomos de O
- 16. 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
17. A. 0,0201 moles oxígeno  
 B. 55 g HBr  
 C. 1,52 moles de hidrógeno  
 D.  $9,2 \times 10^{15}$  moléculas de ácido

18. A. 2,99 moles  
 B.  $5,56 \times 10^{-3}$

19.  $1,2 \times 10^{23}$  moléculas

20. B y C

21.

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 <sub>3</sub> 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 <sub>3</sub>	17
42,5	$1,51 \times 10^{24}$	0,5 moles de CH <sub>2</sub> Cl <sub>2</sub>	85

22. 4,5 moles de Na<sub>2</sub>S y 9 moles de Na

23. NH<sub>3</sub>

24. FeO

25. Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>

26. Fórmula empírica= CH<sub>2</sub> y Fórmula molecular= C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>

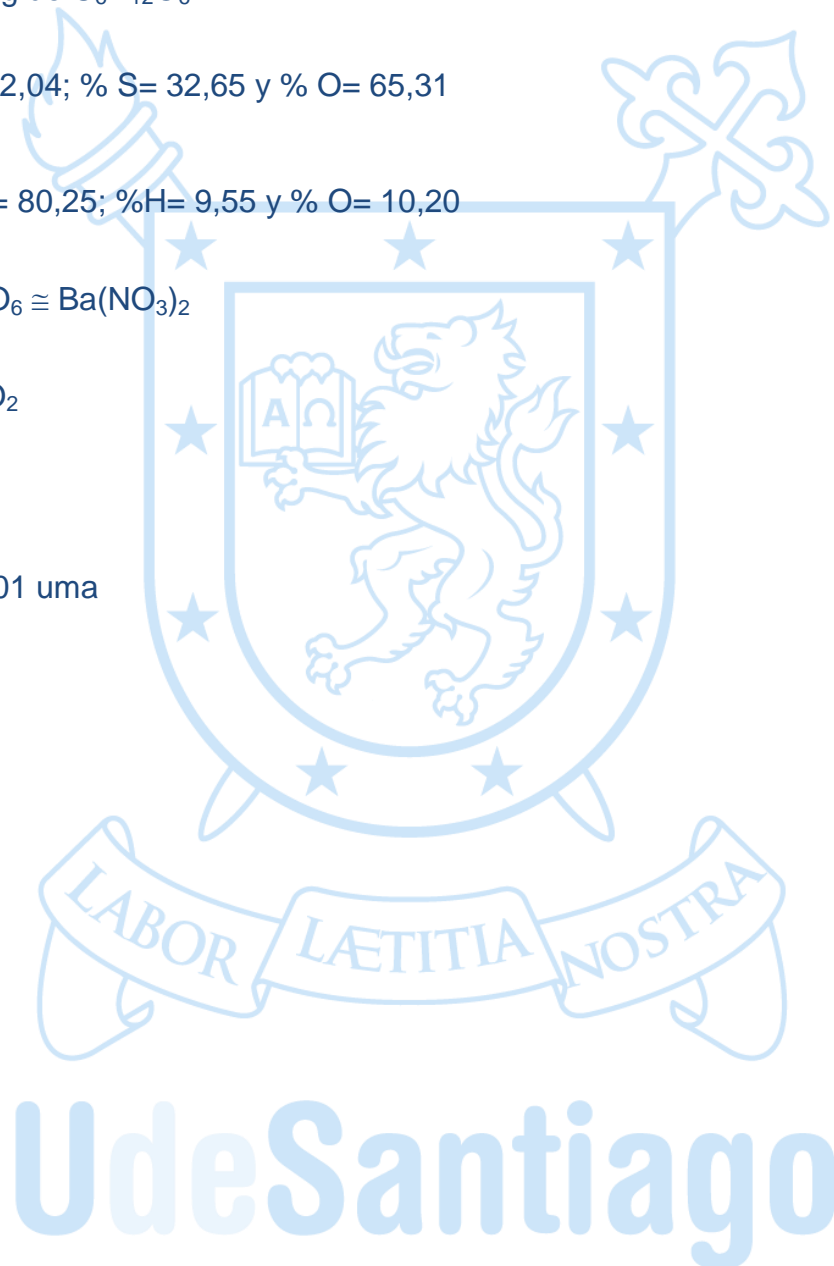
27. Fórmula empírica= C<sub>3</sub>H<sub>4</sub>O<sub>3</sub> y Fórmula molecular= C<sub>6</sub>H<sub>8</sub>O<sub>6</sub>

28. Fórmula empírica= C<sub>3</sub>H<sub>4</sub>O y Fórmula molecular= C<sub>6</sub>H<sub>8</sub>O<sub>2</sub>

29. átomos de H =  $8 \times 10^{22}$  moléculas de glucosa =  $6,67 \times 10^{21}$

30. A. 80% de C y 20% de H  
 B. CH<sub>3</sub>

- C.  $\text{C}_2\text{H}_6$
31. 8,789 g de sacarosa
32. 58,82% de C
33. átomos de H =  $6 \times 10^{22}$     moléculas de  $\text{C}_{20}\text{H}_{30}\text{O} = 2 \times 10^{21}$
34. 2,016 g de  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$
35. % H= 2,04; % S= 32,65 y % O= 65,31
36. % Cu= 80,25; %H= 9,55 y % O= 10,20
37.  $\text{BaN}_2\text{O}_6 \cong \text{Ba}(\text{NO}_3)_2$
38.  $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_2$
39.  $\text{SnCl}_4$
40. 26,8901 uma





**Tercera unidad: Configuración electrónica, Tabla y propiedades periódicas.**

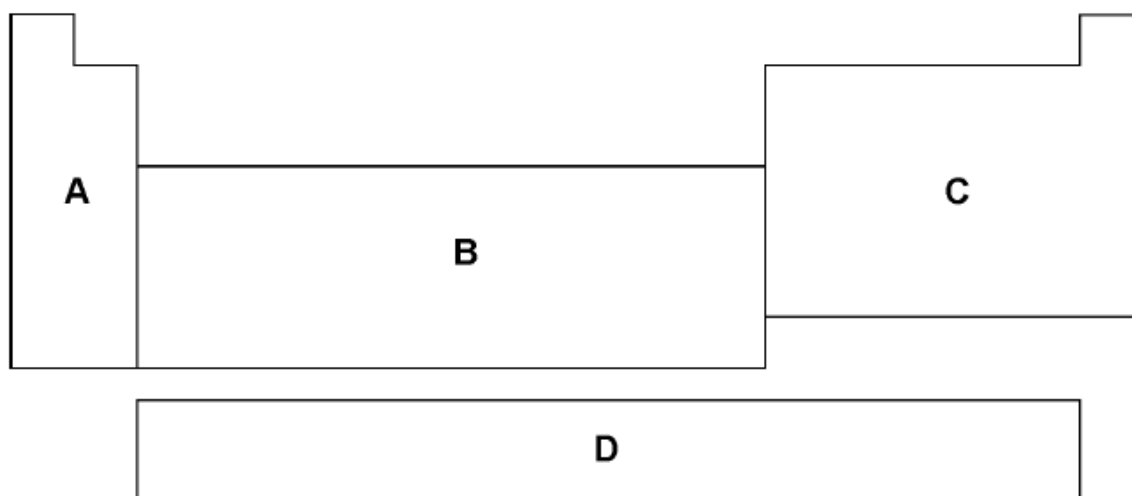
1. El conjunto de números cuánticos:  $n = 3$ ,  $l = 1$ ,  $m_l = 0$ , correspondientes al último electrón, ¿en qué orbital está ubicado?
2. ¿Cuáles son los números cuánticos  $n$ ,  $l$ ,  $m_l$  y  $m_s$  para el último electrón de la configuración de  ${}_{12}\text{Mg}$ ?
3. ¿Cuál es la configuración del átomo de oxígeno ( $Z=8$ ) en su estado fundamental?

	1 s	2 s	2 p <sub>x</sub>	2 p <sub>y</sub>	2 p <sub>z</sub>	3 s
A.	↑↓	↑↓	↑	↑	↑	↑
B.	↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑	
C.	↑↓	↑	↑↓	↑	↑	↑
D.	↑↓	↑	↑↓	↑↓	↑	

4. 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.  $1s^2 2s^2 2p_x^3$   $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^2 3d^2$
5. Las configuraciones electrónicas de los elementos carbono y manganeso son respectivamente:  
A.  $[\text{He}] 2s^2 2p_x^1 2p_y^1$   $[\text{Ar}] 4s^2 3d^1 3d^1 3d^1 3d^1 3d^1$   
B.  $[\text{He}] 2s^2 2p_x^2$   $[\text{Ar}] 4s^2 3d^2 3d^2 3d^1$   
C.  $[\text{He}] 2s^1 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$   $[\text{Ar}] 4s^2 3d^1 3d^1 3d^1 3d^1 3d^1$   
D.  $[\text{He}] 2s^2 2p_x^1 2p_y^1$   $[\text{Ar}] 4s^2 3d^1 3d^1 3d^1 3d^1$   
E.  $[\text{He}] 2s^2 2p_x^2$   $[\text{Ar}] 4s^2 3d^1 3d^1 3d^1 3d^1 3d^1$
6. 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

7. ¿Cuál de los siguientes elementos tiene más electrones desapareados?
- A.  ${}^7\text{N}$
  - B.  ${}^9\text{F}$
  - C.  ${}^{10}\text{Ne}$
  - D.  ${}^{13}\text{Al}$ .
  - E.  ${}^1\text{H}$
8. ¿Cuántos electrones tendrá un átomo que tenga los orbitales de la capa  $n = 2$  llena?
9. ¿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,  $-\frac{1}{2}$
10. Disponga los átomos siguientes en orden de radio atómico creciente: N, K, As, Fr.
11. Con base en sus posiciones en la tabla periódica, prediga cuál átomo de los pares siguientes tiene la energía de primera ionización más grande: O, Ne y Mg, Sr.
12. ¿Cuál de los átomos siguientes es el más grande?
- A. Al
  - B. Mg
  - C. Ca
  - D. Sr
  - E. Rb
13. ¿Cuál de los átomos siguientes tiene la menor afinidad electrónica?
- A. Ar
  - B. Cl
  - C. Se
  - D. Na
  - E. I

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



15. ¿Cuáles son los números cuánticos del último electrón que completa la configuración electrónica del ión cloruro?
16. Dados los elementos siguientes: A ( $Z = 4$ ), B ( $Z = 13$ ), C ( $Z = 30$ ), ¿Cuáles son verdaderas?
- Pertenecen al mismo período.
  - Pertenecen al mismo grupo.
  - Pertenecen al 4 período.
17. La configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$  corresponde a un 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.
18. Sobre la estructura  $[Ne]3s^1$ , es Verdadero
- Es un elemento representativo.
  - Pertenece a la familia de los metales alcalino térreos.
  - Es un elemento que tiene valencia 2.
  - Pertenece al grupo de los metales alcalinos.
19. ¿Cuál de los iones siguientes **no** tiene una configuración de gas noble?
- $S^{2-}$
  - $Mg^{2+}$
  - $P^{3-}$
  - $Sc^{3+}$
  - $Y^+$

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

- A.  $K^+$ ,  $Na^+$ ,  $Mg^{2+}$
- B.  $Ag^+$ ,  $Cd^{2+}$
- C.  $Se^{2-}$ ,  $Te^{2-}$ ,  $Kr$
- D.  $Ru^{2+}$ ,  $Rh^{3+}$
- E.  $As^{3-}$ ,  $Se^{2-}$ ,  $Br^-$

21. Consultando sólo la tabla periódica, disponga los siguientes elementos en orden de electronegatividad **creciente**: Ga, P, As, S, O, F

- A.  $Ga < P < As < S < O < F$
- B.  $Ga < As < P < O < S < F$
- C.  $Ga < As < S < P < O < F$
- D.  $Ga < As < P < S < O < F$
- E.  $As < Ga < P < S < O < F$

22. 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:

- A. La electronegatividad de B es menor que la de E
- B. El ión  $E^{-2}$  tienen mayor radio que el ión  $A^+$
- C. El potencial de ionización de J es menor que el de L
- D. El radio atómico de F es mayor que el de B.

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

- A.  $S < S^{1-} < S^{2-}$
- B.  $Mg^{2+} < Na^+ < Ne$
- C.  $Ni < Cu^+ < Zn^{2+}$

24. 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.  $Z = 16$

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. Utilizando las reglas o principios para determinar configuraciones electrónicas indique el número de:
- A. Electrones no apareados en un átomo de fósforo (P)
  - B. Electrones d en un átomo de silicio (Si)
  - C. Electrones desapareados en un átomo de cromo (Cr)
  - D. Electrones 2s en un átomo de cloro (Cl)
  - E. Electrones 2 p en un átomo de estaño (Sn)
28. Indique:
- A. ¿A qué se debe la anomalía en el llenado de orbitales?
  - B. ¿Qué elementos del 4º y 5º periodos presentan esta anomalía?
  - C. ¿Qué otros tipos de anomalías se presentan en el llenado de orbitales?
29. Defina las distintas propiedades periódicas e indique ¿Cómo varían c/u de ellas en los grupos y en los periodos del sistema periódico?
30. Ordene, las siguientes especies isoelectrónicas, de acuerdo a su tamaño creciente:  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ , Ar,  $\text{S}^{2-}$ ,  $\text{K}^+$  (de menor a mayor tamaño).
31. Ordene, las siguientes especies, de acuerdo a su tamaño decreciente (de mayor a menor):  $^{12}\text{Mg}^{2+}$ ,  $^9\text{F}^-$ ,  $^{17}\text{Cl}^-$ ,  $^4\text{Be}^{2+}$ ,  $^{10}\text{Ne}$ .
32. La energía involucrada en la siguiente ecuación química corresponde a:
- $$\text{A(g)} + \text{Energía} \rightarrow \text{A}^+(\text{g}) + \text{e}^-$$
- A. Afinidad Electrónica
  - B. Electronegatividad
  - C. Potencial de Ionización
  - D. Energía de Enlace
  - E. Energía Reticular

33. 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 afinidad electrónica más positiva:
- F. Elemento con mayor N° de electrones
- G. Elemento de menor radio
- H. Elemento menos reactivo
- I. 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

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

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

36. Indique los cuatro números cuánticos del último electrón de los siguientes átomos: <sup>12</sup>Mg, <sup>15</sup>P, <sup>30</sup>Zn, <sup>24</sup>Cr, <sup>17</sup>Cl.

37. Determine la configuración electrónica de los siguientes elementos: <sup>38</sup>Sr, <sup>46</sup>Pd, <sup>53</sup>I y <sup>54</sup>Xe.

38. ¿Qué sub-niveles son posibles en el nivel con n=4?



39. Complete la configuración electrónica de los siguientes elementos

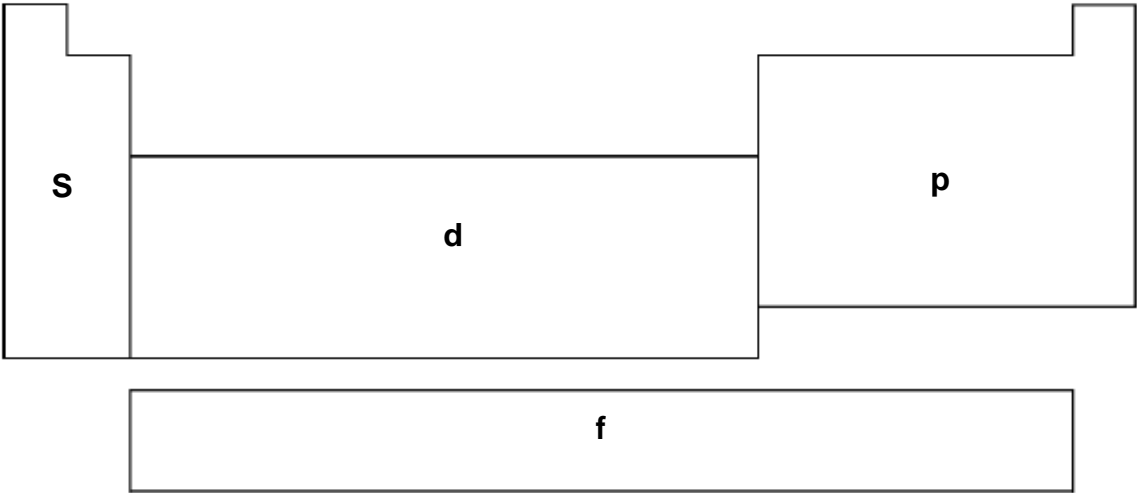


40. Determine a qué grupo y a qué período pertenecen los elementos cuyas configuraciones electrónicas se indican. Identifique los elementos con ayuda de un sistema periódico.



Tercera unidad: Configuración electrónica, Tabla y propiedades periódicas.

- 1. 3p
- 2. 3, 0,0,+ ½
- 3. B
- 4. D
- 5. A
- 6. Todas
- 7. A
- 8. 8 electrones
- 9. B
- 10. N < As < K < Fr
- 11. Ne y Mg
- 12. Rb
- 13. Na
- 14.



15.  $n = 3 \quad l = 1 \quad m = 1 \quad s = +\frac{1}{2}$
16. Ninguna
17. A y B
18. A y D
19. E
20. B, D y E
21. D
22. A, B y C
23. A y B
24.  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ , grupo VII A (ó 17), período 3, Cloro  
 $[\text{Xe}]^{54} 6s^2$ , grupo II A (ó 2), período 6, Bario  
 $[\text{Ar}]^{18} 4s^2 3d^{10} 4p^3$ , grupo V A (ó 15), período 4, Arsénico  
 $[\text{Ne}]^{10} 3s^2 3p^4$ , grupo VI A (ó 16), período 3, Azufre
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  $\text{K}_2\text{S}$
27. A. 3 electrones  
B. 0 electrones  
C. 5 electrones  
D. 2 electrones  
E. 6 electrones
28. A. Se explica considerando que es de menor energía tener orbitales semi-lenos o llenos que orbitales con un número cualquiera de electrones.
- B. Cr y Cu del 4º período y Mo y Ag del 5º período.
- C. El oro presenta la misma anomalía que la plata, el niobio presenta una estructura externa de  $4d^4 5d^1$ , el rutenio es  $4d^7 5s^1$ , el Pt es  $5d^9 6s^1$ , etc.)

29. 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.
30.  $\text{Ca}^{2+} < \text{K}^+ < \text{Ar} < \text{Cl}^- < \text{S}^=$
31.  $^{17}\text{Cl}^- > ^9\text{F}^- > ^{10}\text{Ne} > ^{12}\text{Mg}^{2+} > ^4\text{Be}^{2+}$
32. C
33. A. I  
B. G  
C. H  
D. H  
E. B  
F. K  
G. G  
H. H  
I. I
- A. Verdadero  
B. Verdadero  
C. Verdadero  
D. Falso  
E. Falso  
F. Falso  
G. Verdadero
34. 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  $ns^2 np^6$ .
35. 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)

36.

Elemento	N	l	m	s	Configuración
Magnesio	3	0	0	+1/2	[Ne] 3s <sup>2</sup>
Fósforo	3	1	1	-1/2	[Ne] 3s <sup>2</sup> 3p <sub>x</sub> <sup>1</sup> p <sub>y</sub> <sup>1</sup> p <sub>z</sub> <sup>1</sup>
Zinc	4	0	0	+1/2	[Ar] 4s <sup>2</sup> 3d <sup>10</sup> *
Cromo	3	2	2	-1/2	[Ar] 4s <sup>1</sup> 3d <sup>5</sup>
Cloro	3	1	0	+1/2	[Ne] 3s <sup>2</sup> 3p <sub>x</sub> <sup>2</sup> p <sub>y</sub> <sup>2</sup> p <sub>z</sub> <sup>1</sup>

\* El elemento anterior, Cu, tenía una configuración externa 4s<sup>1</sup>3d<sup>10</sup>

37. <sup>38</sup>Sr = [Kr] 5s<sup>2</sup>  
<sup>46</sup>Pd = [Kr] 4d<sup>10</sup> (presenta anomalía en el llenado de orbitales)  
<sup>53</sup>I = [Kr] 5s<sup>2</sup> 4d<sup>10</sup> 5p<sup>5</sup>  
<sup>54</sup>Xe = [Kr] 5s<sup>2</sup> 4d<sup>10</sup> 5p<sup>6</sup>

38. Los sub-niveles s, p y d

39. A. 4s<sup>1</sup> 3d<sup>10</sup>  
 B. 4p<sup>3</sup>  
 C. [Kr] 5s<sup>2</sup> 4d<sup>10</sup> 5p<sup>1</sup>)

40.

Configuración	Grupo	Período	Nombre
a) [Ar] 4s <sup>2</sup> 3d <sup>6</sup>	Grupo VIII B u 8	4º	Hierro
b) 1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>5</sup>	Grupo VII A ó 7	2º	Fluor
c) [Xe] 5d <sup>1</sup> 6s <sup>2</sup>	Grupo III B ó 3	6º	Lantano
d) [Xe] 4f <sup>9</sup> 6s <sup>2</sup>	Lantánidos	6º	Terbio

Cuarta Unidad: Nomenclatura

+1	+2	+3	-1	-2	-3
<b>H<sup>+</sup></b> Hidrógeno	<b>Mg<sup>+2</sup></b> magnesio	<b>Al<sup>+3</sup></b> aluminio	<b>H<sup>-</sup></b> Hidruro	<b>SO<sub>4</sub><sup>-2</sup></b> Sulfato	<b>PO<sub>4</sub><sup>-3</sup></b> fosfato
<b>NH<sub>4</sub><sup>+</sup></b> Amonio	<b>Ca<sup>+2</sup></b> calcio	<b>Ga<sup>+3</sup></b> galio	<b>OH<sup>-</sup></b> Hidróxido	<b>SO<sub>3</sub><sup>-2</sup></b> Sulfito	<b>N<sup>-3</sup></b> nitruro
<b>Li<sup>+</sup></b> Litio	<b>Ba<sup>+2</sup></b> bario	<b>Ni<sup>+3</sup></b> níquel (III) o <b>niquélico</b>	<b>F<sup>-</sup></b> Fluoruro	<b>CO<sub>3</sub><sup>-2</sup></b> Carbonato	
<b>Na<sup>+</sup></b> Sodio	<b>Co<sup>+2</sup></b> cobalto (II) o cobaltoso	<b>Co<sup>+3</sup></b> cobalto (III) o cobáltico	<b>Cl<sup>-</sup></b> Cloruro	<b>CrO<sub>4</sub><sup>-2</sup></b> cromato	
<b>K<sup>+</sup></b> Potasio	<b>Fe<sup>+2</sup></b> hierro (II) o ferroso	<b>Fe<sup>+3</sup></b> hierro (III) o férrico	<b>Br<sup>-</sup></b> Bromuro	<b>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub><sup>-2</sup></b> dicromato	
<b>Cu<sup>+</sup></b> cobre (I) o cuproso	<b>Cu<sup>+2</sup></b> cobre (II) o cúprico		<b>NO<sub>2</sub><sup>-</sup></b> Nitrito	<b>S<sup>-2</sup></b> sulfuro	
	<b>Ni<sup>+2</sup></b> níquel (II) o níqueloso		<b>NO<sub>3</sub><sup>-</sup></b> Nitrato	<b>O<sup>-2</sup></b> óxido	
			<b>ClO<sup>-</sup></b> Hipoclorito	<b>O<sub>2</sub><sup>-2</sup></b> peróxido	
			<b>ClO<sub>2</sub><sup>-</sup></b> Clorito	<b>HPO<sub>4</sub><sup>-2</sup></b> fosfato hidrógeno o fosfato ácido	
			<b>ClO<sub>3</sub><sup>-</sup></b> Clorato		
			<b>ClO<sub>4</sub><sup>-</sup></b> Perclorato		
			<b>MnO<sub>4</sub><sup>-</sup></b> Permanganat o		
			<b>CN<sup>-</sup></b> Cianuro		
			<b>HSO<sub>4</sub><sup>-</sup></b> sulfato hidrógeno ó sulfato ácido		
			<b>HCO<sub>3</sub><sup>-</sup></b> carbonato hidrógeno ó <b>carbonat o ácido</b>		
			<b>H<sub>2</sub>PO<sub>4</sub><sup>-</sup></b> fosfato dihidrógeno ó fosfato diácido		



1.- ¿Cuál es el símbolo químico de los siguientes elementos:

- A. Sodio
- B. Potasio
- C. Magnesio
- D. Fósforo
- E. Nitrógeno
- F. Plata
- G. Yodo
- H. Azufre
- I. Cobre
- J. Neón
- K. Manganeseo
- L. Oro

2. ¿Cuál es la fórmula molecular de las siguientes sustancias químicas?:

- A. Agua
- B. Cloro gaseoso
- C. Cloruro de sodio
- D. Amoníaco
- E. Oxígeno molecular
- F. Nitrógeno
- G. Sulfato de aluminio
- H. Carbonato de magnesio

3. La fórmula del hipoclorito de sodio es:

- A.  $\text{NaClO}_3$
- B.  $\text{NaClO}$
- C.  $\text{NaCl}_2\text{O}_7$
- D.  $\text{NaClO}_2$
- E.  $\text{NaClO}_4$

4. El nombre correcto de la sustancia  $\text{Ni}(\text{OH})_3$  es:

- A. hidróxido níquelico
- B. hidróxido de níquel (III)
- C. hidróxido níqueloso
- D. óxido ácido de níquel

5. Las fórmulas del sulfato de plata, permanganato de potasio y ácido hipocloroso son, respectivamente:
- |    |                          |                          |                 |
|----|--------------------------|--------------------------|-----------------|
| A. | $\text{Ag}_2\text{SO}_4$ | $\text{KMnO}_4$          | $\text{HClO}_2$ |
| B. | $\text{Ag}_2\text{SO}_3$ | $\text{K}_2\text{MnO}_4$ | $\text{HClO}$   |
| C. | $\text{Ag}_2\text{SO}_4$ | $\text{KMnO}_4$          | $\text{HClO}$   |
| D. | $\text{AgHSO}_3$         | $\text{KMnO}_4$          | $\text{HClO}_3$ |
| E. | $\text{AgHSO}_4$         | $\text{K}_2\text{MnO}_4$ | $\text{HClO}_2$ |
6. Los nombres de los compuestos  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{CaCO}_3$  y  $\text{Na}_2\text{SO}_3$  son respectivamente:
- A. ácido nitroso, carburo de calcio, sulfito de sodio.  
B. nitruro de hidrógeno, bicarbonato de calcio, sulfato de sodio.  
C. ácido nitroso, carbonato ácido de calcio, sulfato de sodio.  
D. ácido nítrico, carbonato de calcio, sulfito de sodio.  
E. ácido nítrico, óxido de carbono cálcico, sulfato de sodio.
7. El compuesto  $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$  se llama:
- A. Carbonato de magnesio  
B. Carburo de magnesio (II)  
C. Carbonato ácido de magnesio  
D. Dicarbonato de magnesio  
E. Hidrocarbonato de magnesio (II)
8. La fórmula del nitrito de estroncio es:
- A.  $\text{Sr}(\text{NO}_2)_2$   
B.  $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2$   
C.  $\text{SrN}_2$   
D.  $\text{Sr}(\text{NH}_3)_2$   
E.  $\text{Sr}(\text{HNO}_2)_2$
9. Empleando la nomenclatura IUPAC, nombre y clasifique los siguientes compuestos:
- A.  $\text{NH}_4\text{Cl}$   
B.  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$   
C.  $\text{NaF}$   
D.  $\text{CO}_2$   
E.  $\text{HBr}$   
F.  $\text{H}_3\text{PO}_4$   
G.  $\text{P}_2\text{O}_3$   
H.  $\text{Ag}_2\text{O}$   
I.  $\text{NH}_3$   
J.  $\text{Cr}_2\text{O}_3$   
K.  $\text{NaOH}$   
L.  $\text{Zn}(\text{HSO}_4)_2$

- M.  $\text{HClO}$
- N.  $\text{Al}_2\text{O}_3$
- O.  $\text{SO}_3$
- P.  $\text{H}_2\text{O}_2$
- Q.  $\text{AgNO}_3$
- R.  $\text{CaH}_2$
- S.  $\text{PtO}_2$
- T.  $\text{Pt}(\text{OH})_4$
- U.  $\text{NaHCO}_3$
- V.  $\text{HCN}$
- W.  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$

10. Escriba la fórmula de los siguientes compuestos:

- A. Amoníaco
- B. Acido Sulfhídrico
- C. Oxido de zinc
- D. Oxido de fósforo (V)
- E. Hidróxido de amonio
- F. Yoduro de potasio
- G. Acido hipobromoso
- H. Oxido cúprico
- I. Cianuro de potasio
- J. Peróxido de sodio
- K. Oxido permangánico
- L. Hidruro de aluminio Sulfuro de aluminio
- M. Oxido de manganeso (II)
- N. Acido clorhídrico
- O. Monóxido de azufre
- P. Oxido plúmbico
- Q. Monóxido de carbono
- R. Hidróxido de bario
- S. Acido permangánico
- T. Sulfato de cobre (I) pentahidratado.
- U. Permanganato de potasio
- V. Oxido de mercurio(I)

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

- A. Si se agrega una cinta de magnesio a una solución de ácido clorhídrico se desprende hidrógeno gaseoso y se forma cloruro de magnesio.
- B. Al calentar hipoclorito de potasio se forma cloruro de potasio y clorato de potasio.
- C. En la tostación de la pirita ( $\text{FeS}_2$ ), se forma óxido de hierro (III) y se desprende dióxido de azufre.

- D. En presencia de ácido sulfúrico, el permanganato de potasio transforma al ácido oxálico ( $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ ) en dióxido de carbono, además se produce sulfato de potasio, sulfato de manganeso (II) y agua.
- E. El ácido nítrico con algunos metales produce la sal correspondiente y agua, además de un tercer producto, dependiendo de la concentración del ácido:
- ácido concentrado produce dióxido de nitrógeno.
  - ácido diluido produce monóxido de nitrógeno.
  - ácido muy diluido produce nitrato de amonio.
- Plantee las ecuaciones utilizando:
- ácido nítrico concentrado con Zinc.
  - ácido nítrico diluido con Aluminio.
  - ácido nítrico muy diluido con Magnesio.



RESPUESTAS: NOMENCLATURA

1.

Elemento	Símbolo químico	Elemento	Símbolo químico
Sodio	Na	Potasio	K
Magnesio	Mg	Fósforo	P
Nitrógeno	N	Plata	Ag
Yodo	Y	Azufre	S
Cobre	Cu	Neón	Ne
Manganeso	Mn	Oro	Au

2.

Sustancia química	Fórmula	Sustancia química	Fórmula
Agua	H <sub>2</sub> O	Oxígeno	O <sub>2</sub>
Cloro	Cl <sub>2</sub>	Nitrógeno	N <sub>2</sub>
Cloruro de sodio	NaCl	Sulfato de aluminio	Al <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub>
Amoníaco	NH <sub>3</sub>		

3. B

4. B

5. C

6. D

7. C

8. A

9.

Compuesto	Nomenclatura IUPAC	Clasificación	Compuesto	Nomenclatura IUPAC	Clasificación
NH <sub>4</sub> Cl	Cloruro de amonio	sal	K <sub>2</sub> Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	Dicromato de potasio	Sal
NaF	Fluoruro de sodio	sal	CO <sub>2</sub>	Dióxido de carbono	Anhídrido
HBr	Ácido bromhídrico	ácido	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	Acido fosfórico	Ácido
P <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Oxido de fósforo(III)	óxido	Ni(MnO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub>	Permanganato níquelico	Sal
Ag <sub>2</sub> O	Oxido de plata	óxido	NH <sub>3</sub>	Amoníaco	Hidruro
Cr <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Oxido de cromo (III)	óxido	NaOH	Hidróxido de sodio	Hidróxido
Zn(HSO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>	Sulfato ácido de cinc	sal	HClO	Ácido hipocloroso	Ácido
Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Oxido de aluminio	óxido	SO <sub>3</sub>	Oxido de azufre (VI)	Óxido
H <sub>2</sub> O <sub>2</sub>	Peróxido de hidrógeno	peróxido	AgNO <sub>3</sub>	Nitrato de plata	sal

CaH <sub>2</sub>	Hidruro de calcio	hidruro		PtO <sub>2</sub>	Oxido de platino (IV)	óxido
Pt(OH) <sub>4</sub>	Hidróxido de platino (IV)	hidróxido		NaHCO <sub>3</sub>	Bicarbonato de sodio	sal
HCN	Acido cianhídrico	ácido		Fe <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub>	Sulfato de hierro (III)	sal

10.

Compuesto	Fórmula	Compuesto	Fórmula
Amoníaco	NH <sub>3</sub>	Ácido Sulfhídrico	H <sub>2</sub> S
Óxido de zinc	ZnO	Óxido de fósforo (V)	P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>
Hidróxido de amonio	NH <sub>4</sub> OH	Yoduro de potasio	KI
Ácido hipobromoso	HBrO	Óxido cúprico	CuO
Cianuro de potasio	KCN	Peróxido de sodio	Na <sub>2</sub> O <sub>2</sub>
Óxido permangánico	Mn <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	Hidruro de aluminio	AlH <sub>3</sub>
Sulfuro de aluminio	Al <sub>2</sub> S <sub>3</sub>	Óxido de manganeso (II)	MnO
Ácido clorhídrico	HCl	Monóxido de azufre	SO
Óxido plúmbico	PbO <sub>2</sub>	Monóxido de carbono	CO
Hidróxido de bario	Ba(OH) <sub>2</sub>	Ácido permangánico	HMnO <sub>4</sub>
Sulfato de cobre (I) pentahidratado.	Cu <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> ·5H <sub>2</sub> O	Permanganato de potasio	KMnO <sub>4</sub>
Óxido de mercurio(I)	Hg <sub>2</sub> O		

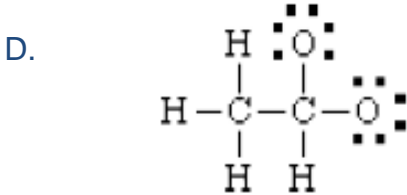
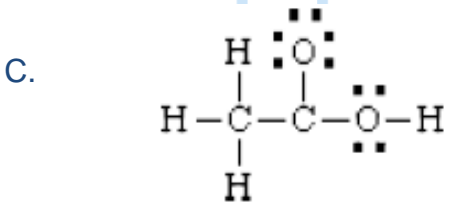
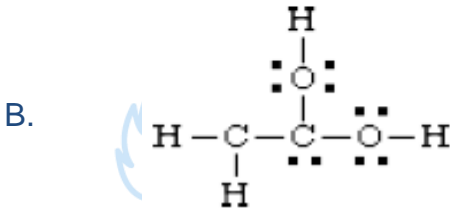
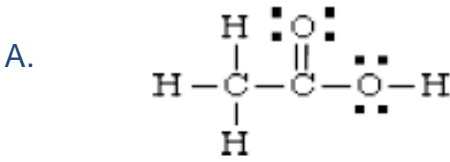
11. A.  $\text{Mg(s)} + 2 \text{HCl(ac)} \Rightarrow \text{H}_2\text{(g)} + \text{MgCl}_2\text{(ac)}$
- B.  $3 \text{KClO (ac)} \Rightarrow 2 \text{KCl(ac)} + \text{KClO}_3\text{(ac)}$
- C.  $4 \text{FeS}_2\text{(s)} + 11 \text{O}_2\text{(g)} \Rightarrow 2 \text{Fe}_2\text{O}_3\text{(s)} + 8 \text{SO}_2\text{(g)}$
- D.  $2 \text{KMnO}_4\text{(ac)} + 3 \text{H}_2\text{SO}_4\text{(ac)} + 5 \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \Rightarrow 10 \text{CO}_2\text{(g)} + \text{K}_2\text{SO}_4\text{(ac)} + 2 \text{MnSO}_4\text{(ac)} + 8 \text{H}_2\text{O}$
- E. I.  $4 \text{HNO}_3\text{(ac)} + \text{Zn(s)} \Rightarrow 2 \text{NO}_2\text{(g)} + \text{Zn(NO}_3)_2\text{(ac)} + 2 \text{H}_2\text{O(l)}$
- II.  $4 \text{HNO}_3\text{(ac)} + \text{Al(s)} \Rightarrow \text{NO(g)} + \text{Al(NO}_3)_3\text{(ac)} + 2 \text{H}_2\text{O(l)}$
- III.  $10 \text{HNO}_3\text{(ac)} + 4 \text{Mg(s)} \Rightarrow \text{NH}_4\text{NO}_3\text{(ac)} + 4 \text{Mg(NO}_3)_2\text{(ac)} + 3 \text{H}_2\text{O(l)}$



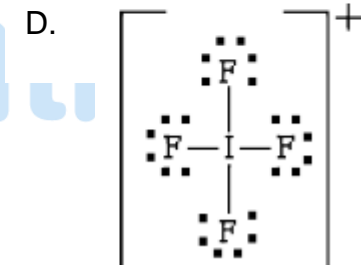
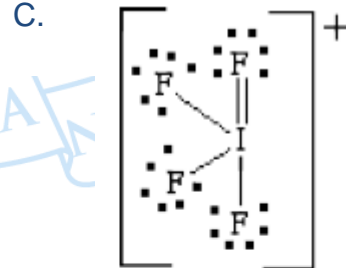
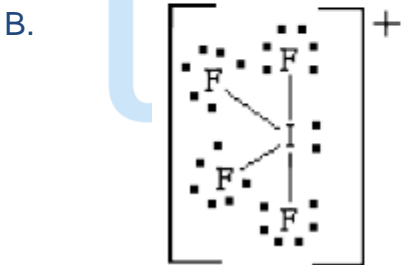
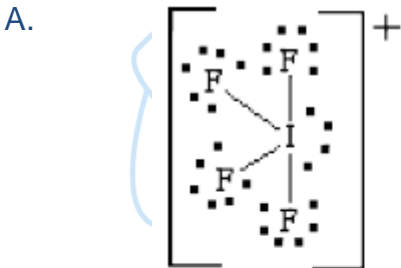
## Quinta Unidad: Enlace Químico

1. Escriba los símbolos de Lewis de los siguientes átomos e iones.
  - A. Ca
  - B. S
  - C.  $\text{S}^{2-}$
  - D.  $\text{Cl}^-$
  - E. Ne
2. ¿De cuál o cuáles de los compuestos siguientes sus estructuras de Lewis obedecen la regla del octeto?
  - A.  $\text{SO}_3^{2-}$
  - B.  $\text{BH}_3$
  - C.  $\text{I}_3^-$
  - D.  $\text{AsF}_6^-$
  - E.  $\text{O}_2^-$
3. ¿Cuál de las siguientes estructuras de Lewis corresponde al ion cianuro?
  - A.  $[\text{:C}\equiv\text{N:}]^-$
  - B.  $[\text{:}\ddot{\text{C}}-\ddot{\text{N}}\text{:}]^-$
  - C.  $[\text{:C}\equiv\text{N}]^-$
  - D.  $[\text{:}\ddot{\text{C}}-\ddot{\text{N}}\text{:}]^-$
  - E.  $[\text{:C}\equiv\text{N:}]^-$
4. ¿Cuál de las siguientes moléculas es no polar?
  - A.  $\text{BF}_3$
  - B.  $\text{XeO}_3$
  - C.  $\text{ClF}_3$
  - D.  $\text{AsF}_3$
  - E.  $\text{HF}$

5. ¿Cuál es la estructura de Lewis correcta para el ácido acético ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ )? Los dos átomos de oxígeno están enlazados al mismo átomo de carbono.



6. ¿Cuál de las siguientes estructuras de Lewis corresponde a  $\text{IF}_4^+$ ?




7. ¿Cuál de las siguientes estructuras de Lewis es la correcta para  $\text{ClO}_2^-$ ?
- A.  $\left[ \begin{array}{c} \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ :\text{O}-\text{Cl}-\text{O}:\cdot \\ \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \end{array} \right]^-$
- B.  $\left[ \begin{array}{c} \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ :\text{O}-\text{Cl}-\text{O}:\cdot \\ \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \end{array} \right]^-$
- C.  $\left[ \begin{array}{c} \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ :\text{O}-\text{Cl}=\text{O} \\ \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \end{array} \right]^-$
- D.  $\left[ \begin{array}{c} \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ :\text{Cl}-\text{O}-\text{O}:\cdot \\ \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \end{array} \right]^-$
8. ¿Cuál de las siguientes respuestas se puede clasificar como un conjunto de moléculas covalentes?
- A.  $\text{CO}_2$ ,  $\text{HCN}$ ,  $\text{O}_2$
- B.  $\text{NaCl}$ ,  $\text{CH}_4$ ,  $\text{S}_8$
- C.  $\text{AgCl}$ ,  $\text{SF}_6$ ,  $\text{P}_4$
- D.  $\text{C}_4\text{H}_{10}$ ,  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ,  $\text{SO}_2$
- E.  $\text{H}_2$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{NaNO}_3$
9. Identifique los iones presentes en  $\text{KHCO}_3$
- A.  $\text{KHCO}_3$  no es iónico.
- B.  $\text{KH}^+$ , y  $\text{CO}$
- C.  $\text{K}^+$ ,  $\text{H}^+$ ,  $\text{C}^{4+}$ , y  $\text{O}^{2-}$
- D.  $\text{KH}^{2+}$  y  $\text{CO}_3^{2-}$
- E.  $\text{K}^+$  y  $\text{HCO}_3^-$
10. ¿Qué átomo formará más probablemente un ión con carga  $-1$ ?
- A. I
- B. S
- C. Ag
- D. P
- E. Na
11. ¿Cuál es la fórmula correcta para un compuesto iónico que contenga iones aluminio y iones carbonato?
- A.  $\text{AlCO}_3$
- B.  $\text{Al}(\text{CO}_3)_2$
- C.  $\text{Al}(\text{CO}_3)_3$
- D.  $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$
- E.  $\text{Al}_3(\text{CO}_3)_2$

12. ¿Cuál es la fórmula correcta para un compuesto iónico que contenga iones magnesio y fluoruro?
- $\text{Mg}_2\text{F}$
  - $\text{MgF}$
  - $\text{Mg}_2\text{F}_2$
  - $\text{MgF}_2$
  - $\text{Mg}_2\text{F}_3$
13. El sulfato de sodio tiene la fórmula química  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ . De acuerdo con esta información, la fórmula para el sulfato de cromo (III) es \_\_\_\_\_.
- $\text{Cr}_3(\text{SO}_4)_2$
  - $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$
  - $\text{Cr}(\text{SO}_4)_2$
  - $\text{Cr}_2\text{SO}_4$
  - $\text{CrSO}_4$
14. ¿Qué tipo de enlace presenta el compuesto formado por F y Ca?. Formule dicho compuesto.
15. La fórmula del fosfato de aluminio es  $\text{AlPO}_4$ . Determine las fórmulas del fosfato de sodio y del fosfato de calcio.
16. Utilizando únicamente el sistema periódico, ordenar los siguientes enlaces según polaridad creciente:  $\text{Br} - \text{Cl}$ ,  $\text{Br} - \text{Br}$  y  $\text{Li} - \text{Cl}$ .
17. Los números atómicos de los elementos A, B, C son Z,  $Z^+$  y  $Z^{+2}$  respectivamente.  
Se sabe que B es un elemento inerte, y que los otros dos forman un compuesto.
- ¿Qué tipo de enlace hay entre A y C?
  - Si A forma un compuesto AX con el elemento colocado inmediatamente encima de él en el sistema periódico. ¿Qué tipo de enlace tendrá?
18. ¿Cuál de los compuestos siguientes es polar?
- $\text{CCl}_4$
  - $\text{SF}_6$
  - $\text{H}_2\text{S}$
  - $\text{CO}_2$
  - $\text{BeF}_2$
19. ¿Qué enlace se espera para el compuesto formado entre el átomo de flúor y el átomo de litio?

20. ¿Cuál o cuáles de las siguientes sales están formadas por un catión y un anión isoelectrónicos?
- A. LiF
  - B. NaF
  - C. KBr
  - D. KCl
  - E. BaI<sub>2</sub>
  - F. AlF<sub>3</sub>
  - G. NaCl
  - H. RbBr
  - I. KI
  - J. SrCl<sub>2</sub>
  - K. SrBr<sub>2</sub>
  - L. MgF<sub>2</sub>
21. El elemento B pertenece al grupo VIA, y el elemento A es un alcalino térreo (II A), B se combina con A dando la sustancia AB ¿qué fórmula química tendrá el compuesto que forma B con el hidrógeno?
22. Entre las siguientes moléculas: SF<sub>4</sub>, NH<sub>3</sub> y BeCl<sub>2</sub>. El átomo central sigue la regla del octeto en:
- A. SF<sub>4</sub> y BeCl<sub>2</sub>
  - B. NH<sub>3</sub> y BeCl<sub>2</sub>
  - C. NH<sub>3</sub>
  - D. SF<sub>4</sub>, NH<sub>3</sub> y BeCl<sub>2</sub>
  - E. NH<sub>3</sub> y SF<sub>4</sub>
23. Para cada par, determine cuál de los compuestos tiene enlaces con mayor polaridad
- I. HCl- HI                      II. CH<sub>4</sub>- CF<sub>4</sub>                      III CO- NO
- A. HCl, CH<sub>4</sub>, CO
  - B. HI, CF<sub>4</sub>, NO
  - C. HI, CF<sub>4</sub>, CO<sub>2</sub>
  - D. HCl, CF<sub>4</sub>, NO
  - E. HI, CH<sub>4</sub>, NO

## RESPUESTAS: Enlace Químico

1. 
2. D
3. A
4. E.
5. A
6. A
7. B
8. B
9. A
10. E
11. A
12. D
13. D
14. B
15. Compuesto iónico,  $\text{CaF}_2$
16.  $\text{Na}_3\text{PO}_4$  y  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$
17. La secuencia pedida es:  $\text{Br} - \text{Br} < \text{Br} - \text{Cl} < \text{Li} - \text{Cl}$
18. A. iónico, porque A es del grupo VII y C del grupo I (B es un gas noble); B. covalente, porque ambos átomos pertenecerían al grupo VII y al estar uno sobre el otro sus electronegatividades van a ser muy similares.
19. C
20. Iónico
21.  $\text{NaF}$ ,  $\text{KCl}$ ,  $\text{BaI}_2$ ,  $\text{AlF}_3$ ,  $\text{RbBr}$ ,  $\text{SrBr}_2$ ,  $\text{MgF}_2$
22. E
23. D

## Sexta Unidad: 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. Una masa de Neón ocupa 200 mL a 100°C. Halle su volumen a 0 °C si la presión es constante.
4. ¿Cuántos moles contiene un gas en CNPT si ocupa un volumen de 336 L.
5. ¿Cuántos moles de un gas ideal contiene una muestra que ocupa un volumen de 65,4 cm<sup>3</sup> bajo una presión de 9576 mm de Hg y una temperatura de 39°C?
6. ¿Qué volumen ocupan 150 g. de CO<sub>2</sub> a 100°C y 720 mm de Hg de presión?
7. Calcule la masa de 2 L de gas amoníaco (NH<sub>3</sub>) en CNPT.
8. ¿Cuál será la masa de oxígeno contenida en un cilindro de 10 L a 10 atm y a 27 °C?
9. ¿Qué presión ejercen 13 g. de He en una botella de 3,0 L a 200°C?
10. ¿Cuantos átomos de hidrógeno hay en 5 L medidos a 30°C y 600 mm Hg?
11. Si 250 mL de un gas en CNPT pesan 0,1786 g, ¿cuál es la masa molar del gas?
12. A 23°C y 738 mm de Hg la densidad del HCl es 1,46 g/L. Calcule su masa molar.
13. ¿Cuál es la densidad del gas acetileno (C<sub>2</sub>H<sub>2</sub>) en CNPT.
14. En CNPT un gas tiene una densidad igual a 0,003 g/cc. ¿Cuál es su masa molar?
15. ¿Qué volumen ocupan  $3,01 \times 10^{23}$  moléculas de un gas a 380 mm de Hg y a 0°C?



16. Una molécula de cierto gas tiene una masa de  $5,32 \times 10^{-23}$  g ¿Cuál es su densidad si su temperatura es  $25^{\circ}\text{C}$  y su presión de 1 atm?
17. El ozono presente en la estratosfera absorbe buena parte de la radiación solar dañina. ¿Cuántas moléculas de ozono hay en 1 L de aire a 250 K y 0,76 mm de Hg?
18. Una muestra de gas ocupa 0,5 L a  $20^{\circ}\text{C}$  y 750 mm de Hg de presión. Calcular su volumen si la temperatura se aumenta a  $30^{\circ}\text{C}$  y la presión cambia a 780 mm de Hg.
19. Un tanque de acero contiene dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ) a  $27^{\circ}\text{C}$  y una presión de 9120 mm de Hg. Determinar la presión del gas cuando se calienta a  $100^{\circ}\text{C}$
20. Dados 20 L de amoníaco a  $5^{\circ}\text{C}$  y 760 mm de Hg encuentre su volumen a  $30^{\circ}\text{C}$  y 800 mm de Hg.
21. Un gas ocupa 0,452 L medido a  $87^{\circ}\text{C}$  y 0,62 atm. ¿Cuál es el volumen en CNPT?
22. ¿Qué volumen alcanza un globo si se infla con 4,6 L de He en CNPT a  $25^{\circ}\text{C}$  y 2 atm?
23. 2 g. de un gas ocupan 8,4 L en CNPT. ¿Qué volumen ocupará a  $0^{\circ}\text{C}$  y 840 mm Hg?
24. Una masa de gas ocupa un volumen de 5,0 L a  $29^{\circ}\text{C}$  y 0,5 atm. Calcule la temperatura en  $^{\circ}\text{C}$  de la masa de gas si la presión se eleva a 8,5 atm y el volumen disminuye a 1,3 L.
25. 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
26. Un gas a  $66^{\circ}\text{C}$  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  $45^{\circ}\text{C}$ . ¿Cuál era su volumen inicial en L?

27. La reacción entre hidrógeno y oxígeno produce agua. Si los volúmenes de ambos gases se miden en iguales condiciones de presión y temperatura determine:
- A. El volumen de oxígeno que reacciona con 12 L de hidrógeno.
  - B. El volumen de agua si se mezclan 20 L de hidrógeno con 15 L de oxígeno

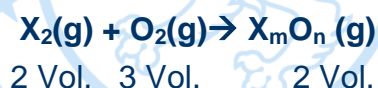
28. En CNPT reaccionan 20 L de hidrógeno y 5 L de nitrógeno. ¿Qué masa de  $\text{NH}_3$  se produce?

29. 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  $530 \text{ cm}^3$  a  $100^\circ\text{C}$  y 740 mm de Hg. ¿Cuál es su fórmula molecular?

30. Determine el volumen de  $\text{NH}_3$  producido, en CNPT, al hacer reaccionar 3 L de  $\text{H}_2$  con 2 L de  $\text{N}_2$  en las mismas condiciones de presión y temperatura.



31. Un elemento gaseoso X reacciona con oxígeno de acuerdo a la siguiente ecuación y en la proporción en volumen que se indica: (todos los gases medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura).



Si un litro de  $\text{X}_m\text{O}_n$  en CNPT tiene una masa de 3,393 g, identifique el elemento X.

32. El aire tiene una composición aproximada, en volumen, de 20,95% de  $\text{O}_2$ , 78,09 % de  $\text{N}_2$  y 0,03 % de  $\text{CO}_2$ , al respecto determine:
- A. ¿Cuál es la presión parcial del  $\text{CO}_2$  en el aire a 1 atm?
  - B. ¿Cuál es el porcentaje en masa del  $\text{O}_2$ ? Suponga que los componentes restantes corresponden solo a Argón.
  - C. ¿Cuántas moléculas de  $\text{N}_2$  hay en una "pulmonada" (0,500 L) de aire, a  $30^\circ\text{C}$  y 760 mm Hg?

33. 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:

- I El volumen de C es igual a la suma de los volúmenes de A y B.
- II La masa de C es igual a la suma de las masas de A y B.

- III Los átomos de A y B que hay en C corresponden al total de los átomos de A y B que hay como reactivo.
- IV El número de moles de C es igual a la suma de los moles de A y B.

Son verdaderas:

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

34. 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.
35. ¿Cuántos recipientes de 5,0 L de capacidad pueden llenarse en CNPT con el Helio proveniente de un cilindro que contiene 250 L del mismo a 20°C y 5,0 atm?
36. Un balón de 350 mL contenía He a la presión de 200 mm de Hg y otro de 250 mL contenía N<sub>2</sub> a 150 mm 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?
37. Un cilindro de acero de 60,0 L de capacidad contiene hidrógeno a la presión de 1,30 atm. Después de extraer una cierta cantidad de gas, la presión marca 1,1 atm. ¿Cuántos litros de hidrógeno medidos a presión atmosférica se han extraído si la temperatura permanece constante durante el proceso?
38. Se tiene nitrógeno a 0°C en un cilindro con émbolo móvil. Suponiendo que la presión permanece constante, la temperatura a la cual se duplica el volumen será:
- A. 273 K
- B. 100°C
- C. 273°C
- D. 373°C
- E. Ninguna de las anteriores

39. 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.  $9V$
  - E.  $3V$
40. 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
41. Dos gases biatómicos A y B reaccionan para dar un compuesto gaseoso C. Se observa que 2 L del gas A reaccionan completamente con 3 L del gas B para dar 2 L del gas C. Si todos los gases están en las mismas condiciones de presión y temperatura, la fórmula del gas C será:
- A.  $A_2B_3$
  - B.  $A_3B_2$
  - C.  $AB_3$
  - D.  $A_3B$
  - E.  $AB$
42. En recipientes separados y de igual volumen, en las mismas condiciones de presión y temperatura, se tienen los gases  $O_2$ ,  $NO$  y  $SO_3$ . De acuerdo a esta información puede deducirse que:
- A. La masa de los tres gases es la misma.
  - B. Hay mayor cantidad de  $SO_3$
  - C. Hay mayor masa de  $SO_3$
  - D. Hay mayor cantidad de  $O_2$
  - E. El  $O_2$  presenta la menor masa.

## RESPUESTAS: GASES

1. 20 L

2. 1,61 L

3. 0,146 L

4. 15 moles

5. 0,0322 moles

6. 110,63 L

7. 1,52 g

8. 130 g

9. 42,02 atm

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

11. 16 g/mol

12. 36,49 g/mol

13. 1,16 g/L

14. 67,2 g/mol

15. 22,4 L

16. 1,31 g / L

17.  $2,94 \cdot 10^{19}$  moléculas de ozono

18. 0,497 L

19. 14,92 atm

20. 20,7 L



UdeSantiago

21. 0,212 L

22. 2,5 L

23. 7,6 L

24. 1061,8 °C

25. A

26. 0,070 L

27. A. 6 L de oxígeno B. 20 L de agua

28. 7,59 g

29.  $C_4H_6O_2$

30. 2 L de  $NH_3$

31. X corresponde a nitrógeno

32. A.  $P_{CO_2} = 0,0003 \text{ atm}$   
B. 23,14 % en masa de  $O_2$  en el aire  
C.  $9,40 \times 10^{21}$  moléculas.

33. C

34. 1,9 L

35. 233 recipientes.

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

37. 12 L

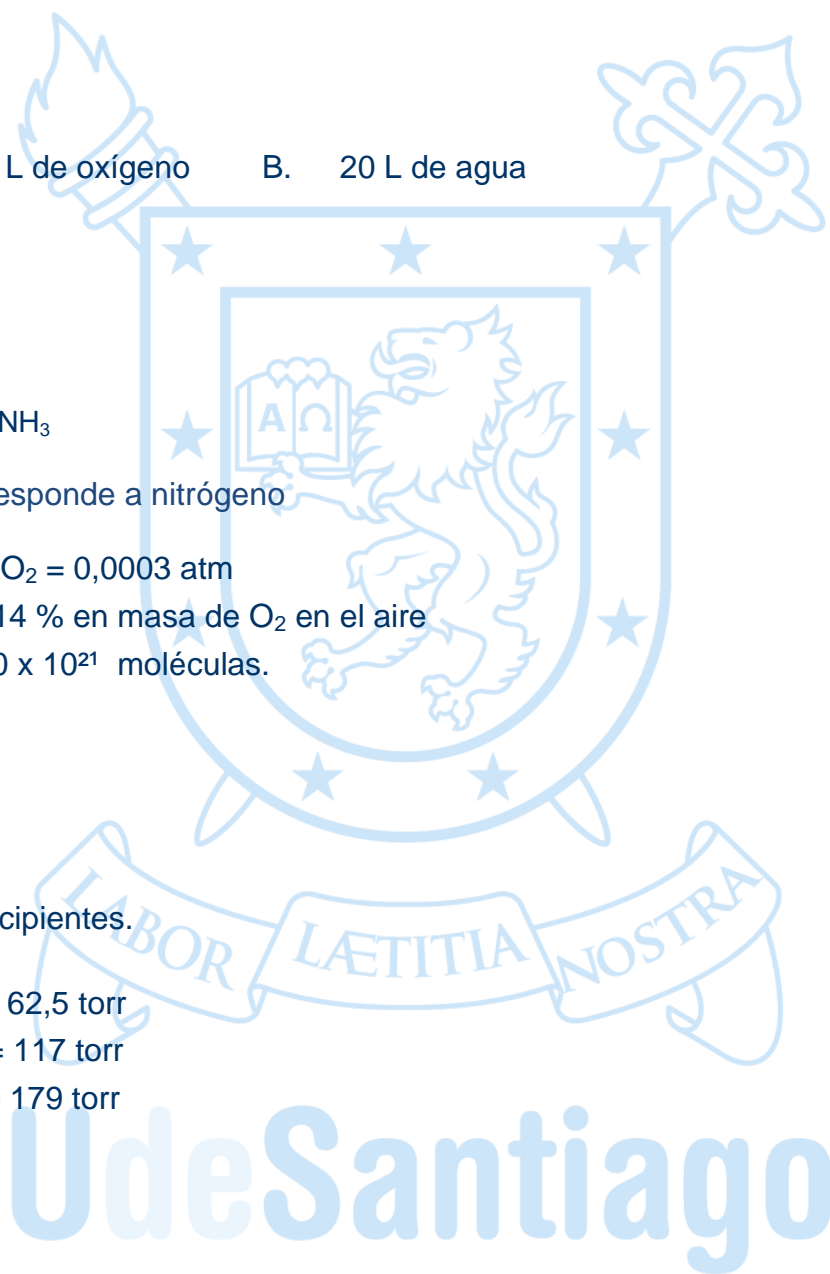
38. E

39. C

40. E

41. A

42. C



## Séptima Unidad: Soluciones

1. ¿Cuál(es) de estos sistemas es (son) una solución?
  - I. agua destilada
  - II. aleación oro-cobre
  - III. cloro comercial
  - IV. suero salino
  - A. I
  - B. I y II
  - C. III y IV
  - D. II, III y IV
  - E. todos
2. A una solución de cloruro de calcio se agrega un cristal de cloruro de calcio, el que no se disuelve permaneciendo la solución invariable. Esto significa que la solución es:
  - A. Diluida
  - B. Saturada
  - C. Concentrada
  - D. No concentrada
  - E. Ninguna de las anteriores
3. La densidad de una solución acuosa de sal es 1,2 g/mL. Esto significa que:
  - A. 1 mL de solución contiene 1,2 g de sal
  - B. 1 mL de solución tiene una masa de 1,2 g
  - C. En 1,2 g de solución hay 1 g de sal y 0,2 g de agua
  - D. En 1,2 g de solución hay 1 g de agua y 0,2 g de sal
  - E. 1 L de solución hay 1200 g de sal
4. En 400 g de agua se disuelven 15 g de sulfato de magnesio. ¿Cuál es su % en masa?
5. 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?.
6. 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



7. Qué masa de hidróxido de potasio están contenidos en 400 mL de solución al 30% m/v?
8. 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
9. Se mezclan 120 g de etanol ( $C_2H_5OH$ ) de densidad 0,7893 g/mL con 280 g de agua de densidad 1 g/mL. Determine el % m/m, % m/v y % v/v de la solución si su densidad es 0,9538 g/mL.
10. El petróleo "diesel ciudad" posee 0,005% m/m de azufre. Según esto, las ppm de azufre del combustible serán:
- A. 0,50
  - B. 5,00
  - C. 50,00
  - D. 0,05
  - E. Ninguna de las anteriores.
11. 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
12. En una piscina con 5 m<sup>3</sup> 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
13. Se tiene una solución de cloruro de sodio 23% m/m. Determine la fracción molar de soluto y solvente

14. 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.
15. 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
16. Se tiene 200 mL de solución acuosa de cloruro de sodio 0,2 mol/L y accidentalmente se derraman 100 mL 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
17. Se disuelven 10 g de cloruro de amonio en 500 mL de solución, ¿cuál es la molaridad?
18. Se disuelven 4,0 g de hidróxido de sodio en agua hasta completar 250 mL de solución. ¿Cuál es la molaridad?
19. Calcule el % m/V y M de las siguientes soluciones:
- A. ácido clorhídrico 31,3% m/m y  $d = 1,16 \text{ g/mL}$
  - B. ácido nítrico 65% m/m y  $d = 1,42 \text{ g/mL}$
  - C. ácido sulfúrico 40% m/m y  $d = 1,303 \text{ g/mL}$
  - D. hidróxido de sodio 31,05% m/m y  $d = 1,34 \text{ g/mL}$
  - E. 7,5 g de hidróxido de sodio en 2 L de solución

20. 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
- A. Sólo I  
B. II y III  
C. I, II y IV  
D. II y IV  
E. I, II y III

21. 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

22. Se disuelve 56,1 g de hidróxido de potasio en 250 mL de solución acuosa. Puede afirmarse que la solución resultante será:

- I. 22,44% m/m
- II. 22,44% m/v
- III. 4,0 mol/L

Es correcto:

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

23. Una solución se prepara disolviendo 49 g de ácido sulfúrico 250 mL de agua destilada. Su concentración puede expresarse en:
- 4,9% m/m
  - 4,9% m/V
  - 2 Molar
- Es correcto:
- Sólo I
  - sólo II
  - sólo III
  - I y III
  - Ninguna de las anteriores
24. En 35 g de agua se disuelven 5 g de ácido clorhídrico. La densidad de la solución es 1,06 g/mL. Determinar:
- % m/m
  - % m/VV
  - g/L
  - Molar
25. ¿Cuál es la concentración en % m/m de una solución de ácido sulfúrico 6M de densidad 1,338 g/mL?
26. ¿Qué volumen de solución acuosa de cloruro de sodio 0,5 mol/L podrá prepararse con 11,7 g de cloruro de sodio?
- 1400 mL
  - 700 mL
  - 500 mL
  - 400 mL
  - 200 mL
27. ¿Qué volumen de ácido sulfúrico 92% m/m y  $d = 1,832$  g/mL es necesario medir para preparar 800 mL de solución de ácido sulfúrico 0,1234 M?
28. El ácido nítrico concentrado tiene 69% m/m y densidad 1,41 g/mL. ¿Qué volumen de esta solución es necesario para preparar 100 mL de ácido nítrico 6M?
29. Se disuelven 130 g de cloruro de magnesio en 1000 mL de agua y el volumen final es 1100 mL. Determine:
- % m/m
  - molaridad
  - fracción molar de soluto y solvente

30. ¿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
31. 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 M
  - C. 3 M
  - D. 1,5 M
  - E. 2,5 M
32. ¿Cuánta agua hay que agregar a 300 mL de solución 0,825 M para obtener una solución 0,125 M?
33. A 200 mL de una solución 0,8 M de ácido sulfúrico se añaden 400 mL de otra solución 1,2 M del mismo ácido y se completa el volumen de solución a 1 L con agua destilada. La concentración de la solución resultante es:
- A. 0,84 mol/L
  - B. 1,10 mol/L
  - C. 1,00 mol/L
  - D. 0,64 mol/L
  - E. 0,96 mol/L
34. Si se mezcla 100 mL de solución de ácido clorhídrico 2 mol/L con 300 mL de solución de ácido clorhídrico 4 mol/L, la concentración de la solución resultante en mol/L será:
- A. 3,0
  - B. 1,0
  - C. 3,5
  - D. 2,0
  - E. 4,0

35. 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. 0,04
  - B. 0,025
  - C. 0,405
  - D. 0,01
  - E. 0,205
36. Se mezclan 500 mL de solución de hidróxido de sodio 0,4 mol/L, 400 ml de solución de hidróxido de sodio 0,5 mol/L y agua hasta completar 1 L de solución. La molaridad final de La solución será:
- A. 0,2 mol/L
  - B. 0,5 mol/L
  - C. 0,4 mol/L
  - D. 1 mol/L
  - E. 0,1 mol/L
37. ¿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
38. Si se disuelven 50,0 g de cloruro de potasio en 180 g de agua el porcentaje en masa de cloruro de potasio en la solución será:
- A. 27,8 %
  - B. 90,0 %
  - C. 21,7 %
  - D. 22,0 %
  - E. Ninguna de las anteriores
39. Para preparar 125 mL de solución al 4,0 % en volumen de alcohol etílico en agua se utilizaron ..... mL de alcohol etílico.
- A. 3,2 mL
  - B. 5,0 mL
  - C. 50 mL
  - D. 14 mL
  - E. Ninguna

40. Determine el volumen de solución al 18 % masa /volumen 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
41. 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 % en masa.
42. ¿Qué masa de una solución al 10,0 % en masa deberá mezclar con 150 g de una solución al 4,00 % en masa para obtener una solución al 8,00 % en masa?
43. 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.
44. 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
45. Determine la masa de cloruro de hierro (II) necesaria para formar 500 mL de solución 0,525 M.
- A. 66,7 g
  - B. 0,263 g
  - C. 24,8 g
  - D. 33,3 g
  - E. Ninguna
46. Indique ¿cómo prepararía 250 mL de una disolución acuosa 1,27 M a partir de una disolución 8,24 M?



47. El volumen de una solución al 50,0 % en masa de ácido perclórico de densidad 1,41 g/mL necesario para preparar 750 mL de ácido perclórico 0,25 M es:
- A. 37,7 mL
  - B. 26,7 mL
  - C. 188 mL
  - D. 18,8 mL
  - E. Ninguna
48. Determine la Molaridad de una solución de ácido sulfúrico al 98,0 % en masa y densidad 1,84 g/mL.
49. Determine la Molaridad de una solución de ácido bromhídrico al 18,6 % m/V.
50. Determine la Molaridad de la solución resultante al mezclar 300 mL de una solución 0,15 M de NaCl con 1,5 L de otra solución de NaCl 0,25 M. Considere volúmenes aditivos.
51. Determine la Molaridad de la solución resultante al agregar 500 mL de agua a 750 mL de una solución al 26,34 % en masa de KOH y densidad igual a 1,250 g/mL. Considere volúmenes aditivos.
52. Determine la molalidad de una solución formada al disolver 124 g de carbonato de sodio en 525 g de agua.
53. Determine la molalidad de una disolución acuosa 2,45 M de metanol ( $\text{CH}_3\text{OH}$ ) si su densidad es 0,976 g/mL
54. Se prepara una solución disolviendo 300 g de ácido fosfórico en agua suficiente para formar un litro de solución cuya densidad resulta ser 1,15 g/mL. Determine:
- A. Porcentaje en masa
  - B. Porcentaje masa/volumen
  - C. Molaridad
  - D. Molalidad
  - E. Fracción molar del soluto

## RESULTADOS: SOLUCIONES

1. D
2. B
3. B
4. 3,61 % m/m
5. 18,14 % m/m
6. 17,5 % m/m
7. 120 g
8. 13,33 % m/v
9. 30% m/m; 28,61% m/v y 35,18% V/V
10. C
11. D
12. D
13.  $x_{\text{solute}} = 0,084$  y  $x_{\text{solvente}} = 0,916$
14.  $1,25 \times 10^{-6}$  g (0,0125 mg de arsénico)
15. B
16. C
17. 0,374 M
18. 0,4 M
19. 

A.	36,31 - 9,94
B.	92,30 - 14,65
C.	52,12 - 5,32
D.	41,61 - 10,4
E.	0,375 - 0,094

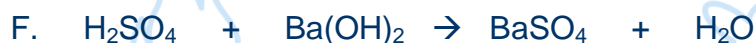
20. E
21. B
22. E
23. E
24. 12,5% m/m    b) 13,25% m/V    c) 132,5    d) 3,63 M
25. 43,9% p/p
26. D
27. 5,74 mL
28. 38,9 mL
29. 11,5% m/m    b) 1,24 M    c)  $x_{\text{solute}} = 0,024$  y  $x_{\text{solvente}} = 0,976$
30. E
31. B
32. 1680 mL
33. D
34. C
35. D
36. C
37. B
38. C
39. B
40. A

UdeSantiago

41. 18,2 %
42. 300 g
43. 167 mL de la solución al 5,00 % y 333 mL de la solución al 20,0 %
44. A
45. D
46. 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.
47. B
48. 8,4 M
49. 2,30 M
50. 0,23 M
51. 3,52 M
52. 2,23
53. C
54. A. 26,1 %  
B. 30 %  
C. 3,06 M  
D. 3,60 m  
E. 0,061

## Octava unidad: Estequiometría

1. Balancee las siguientes ecuaciones químicas:



2. En la reacción química:  **$4\text{A} + \text{B} \rightarrow 3\text{C} + 5\text{D}$**

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 ( $\text{C}_3\text{H}_8$ ) en presencia de oxígeno reacciona para dar  $\text{CO}_2$  y  $\text{H}_2\text{O}$ . ¿Cuántos moles de  $\text{CO}_2$  se forman si se queman 110 g de propano en presencia de  $\text{O}_2$ ?

4. Equilibre la siguiente ecuación:



Determine la masa de calcio necesaria para la formación de 50 g. de  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$  (nitrato de calcio).

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

6. Determine para la reacción:  **$\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2(\text{g})$**

A. ¿Cuántos moles de  $\text{H}_2$  se pueden formar de 50 g de Zn y un exceso de ácido?

B. ¿Qué volumen de  $\text{H}_2$  en CNPT se obtendrá al reaccionar 500 g de cinc con exceso de ácido?

7. Sulfuro de hierro (II) (FeS) se quema en presencia de oxígeno generando óxido de hierro (III) ( $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ) y óxido de azufre (IV) ( $\text{SO}_2$ ). ¿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 (KMnO<sub>4</sub>) con un exceso de ácido clorhídrico (HCl)?

La ecuación no balanceada es:



9. A partir de la ecuación no balanceada: **Mg + O<sub>2</sub> → MgO**  
Calcule la masa de óxido de magnesio formada cuando reaccionan 25 g. de magnesio 100% puro y suficiente O<sub>2</sub>.

10. La celulosa (C<sub>12</sub>H<sub>22</sub>O<sub>11</sub>) es atacada por el ácido sulfúrico (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>) que la convierte en dióxido de carbono (CO<sub>2</sub>), dióxido de azufre (SO<sub>2</sub>) y agua. ¿Qué masa de ácido sulfúrico es necesaria para descomponer 1 g de celulosa?

11. Una muestra de 1 kg de piedra caliza tiene 74% de CaCO<sub>3</sub>. Se calienta descomponiéndose en CaO y CO<sub>2</sub>. ¿Cuál es la masa y el volumen de CO<sub>2</sub> 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<sub>3</sub>).

13. La combustión completa de una muestra de 18 g. de carbón mineral produjo 20 g. de CO<sub>2</sub>. ¿Cuál es su % de pureza?

14. ¿Cuál es la pureza de un mineral de aluminio si 4,0 kg. de mineral producen 363,2 g. de hidrógeno?

La reacción no balanceada es: **Al + NaOH + H<sub>2</sub>O → NaAlO<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>(g)**

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 (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> se desprenden 3,62 L de amoníaco (NH<sub>3</sub>) medidos a 18°C y 745 mm Hg. Determine la pureza del sulfato de amonio. La reacción no balanceada es:



17. Caliza ( $\text{CaCO}_3$ ) y carbón producen gas acetileno ( $\text{C}_2\text{H}_2$ ) según la reacción no balanceada:



Si la reacción tiene un rendimiento de 75%, calcule el volumen de acetileno a  $35^\circ\text{C}$  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 ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ) produce 340 g. de  $\text{NaOH}$ , según la reacción no balanceada:



Determine el rendimiento de la reacción

19. Determine a partir de la ecuación no balanceada:



- A. El número de moles de  $\text{FeCl}_3$  que se obtienen a partir de 7 moles de  $\text{Fe}$  y 15 moles de  $\text{HCl}$
- B. El rendimiento de la reacción si a partir de 50 g. de una muestra de hierro con 94% de pureza, se obtienen 2240 mL de gas hidrógeno ( $\text{H}_2$ ) medidos a  $0^\circ\text{C}$  y 760 mm Hg
20. El nitrito de potasio ( $\text{KNO}_2$ ) se prepara por reducción del nitrato de potasio ( $\text{KNO}_3$ ) en presencia de carbón según la reacción no balanceada:
- $$\text{KNO}_3 + \text{C} \rightarrow \text{KNO}_2 + \text{CO}_2(\text{g})$$
- A. Calcular la masa de  $\text{KNO}_3$  necesarios para obtener 20 L de  $\text{CO}_2$  a  $25^\circ\text{C}$  y 780 mm Hg.
- B. Si se mezclan 3 moles de  $\text{KNO}_3$  y 0,5 moles de carbón, ¿qué masa de  $\text{KNO}_2$  se forma?
- C. Si se obtienen 1,3 g. de  $\text{KNO}_2$  a partir de 3,2 g. de  $\text{KNO}_3$  (100% puro), ¿cuál es el rendimiento de la reacción?

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



Si el rendimiento es del 80%, ¿qué masa de  $\text{H}_2$  se producirá si reaccionan 6,22 moles de litio con suficiente agua.

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



A partir de 40 moles de  $\text{H}_2\text{O}$  se obtiene 620 g de  $\text{O}_2$ . ¿Cuál es el rendimiento de la reacción?



23. Determina cuál es el reactivo limitante si hacemos reaccionar 25 mL de disolución 0,4 M de NaOH, con 40 mL de disolución 0,3 M de HCl.
24. El aluminio reacciona con el ácido clorhídrico, dando cloruro de aluminio e hidrogeno. Se hacen reaccionar 90 g de una muestra de aluminio de 80 % de pureza con ácido clorhídrico. Calcular:
- El volumen de disolución de ácido 5 M necesario para la reacción.
  - El volumen de  $H_2$  obtenido a 20 °C y 700 mm Hg.
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. Calcular:
- La molaridad de la disolución usada de ácido clorhídrico
  - El tanto por ciento de pureza
26. Se disuelven 2,14 g de hidróxido bórico 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.
- Escribe el proceso que tiene lugar.
  - Determina la concentración molar del ácido. c. Si para la reacción del cinc contenido en la muestra se han necesitado 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.
- Escribe el proceso que tiene lugar.
  - ¿Qué volumen de ácido de concentración 0,2 M se requiere para reaccionar con 1,8 g de cinc.
  - ¿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?
  - ¿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:



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.
30. Calcula la cantidad de caliza (carbonato cálcico impuro) del 85 % de riqueza que podrá reaccionar con 200 mL de ácido clorhídrico 1 M.
31. El amoníaco se puede obtener calentando cloruro amónico con hidróxido sódico según la ecuación:  $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NH}_3 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$   
¿Cuántos gramos de una muestra de cloruro amónico que tiene el 12 % de impurezas se necesita para obtener 3 L de  $\text{NH}_3$  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 ácido sulfúrico?
34. El ácido nítrico concentrado reacciona con el cobre para formar nitrato de cobre (II), dóxido de nitrógeno y agua según la reacción:



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?

## RESULTADOS ESTEQUIOMETRIA

2. A. 3,75 moles de D  
B. 2 moles de B
3. 7,5 moles
4. 12,19 g de Ca
5. 274,5 g FeS
6. A. 0,765 mol H<sub>2</sub>  
B. 171,3 L de H<sub>2</sub>
7. 71,3 L de oxígeno
8. 19,34 L de Cl<sub>2</sub>
9. 41,46 g MgO
10. 6,9 g
11. 325,6 g de CO<sub>2</sub> y 165,7 L de CO<sub>2</sub>
12. 30,4 L H<sub>2</sub>
13. 30,3% de pureza
14. 81.72% Al
15. 57,23 L de H<sub>2</sub>
16. 95,8% de pureza
17. 10,39 L
18. 45,05% de rendimiento
19. A. 5 moles de FeCl<sub>3</sub>  
B. 7,92%
20. A. 169,9 g KNO<sub>3</sub>  
B. 85,1 g KNO<sub>2</sub>  
C. 48,33%

21. 4,98 g

22. 96,88%

23. NaOH

24. A. 1,6 L

B. 104,3 L de H

25. A. 11,3 M

B. 95,3 %

26. A. 0,05 M

B. 0,025 moles

C. 0,25 L

27. A. 11,3 M

B. 92,35 %

28. B. 0,275 L

C. 6,8 mL

D. 0,65

29. A. sobran 4,29 g de agua

B. 35,01 L

C. 97,1%

30. 11,76 g carbonato de calcio

31. 7,46 g Cloruro de amonio

32. B. 111,6 g

C. 34,25 L

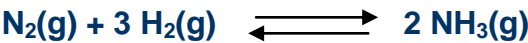
33. B. 4,06 L

34. A. 15,7 mL

B. 4,3 L

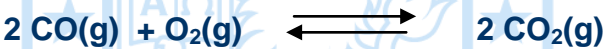
**Novena unidad: Equilibrio Químico**

1. La tabla muestra la variación de la constante de equilibrio con la temperatura para la reacción que se indica. ¿Es esta reacción exo o endotérmica?

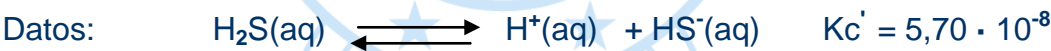


t / °C	K <sub>c</sub>
25	6,0 x 10 <sup>5</sup>
200	0,65
300	0,011
400	6,2 x 10 <sup>-4</sup>
500	7,4 x 10 <sup>-5</sup>

2. Determine K<sub>P</sub> para el equilibrio siguiente a 1273 °C si K<sub>C</sub> es 2,24 x 10<sup>22</sup> a la misma temperatura.



3. Las siguientes constantes de equilibrio han sido determinadas para el ácido sulfhídrico a 25 °C. Con esta información determine la constante de equilibrio K<sub>c</sub> para la reacción siguiente a la misma temperatura.

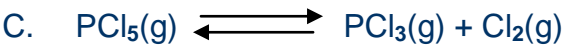
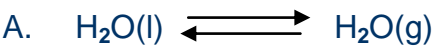


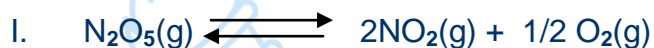
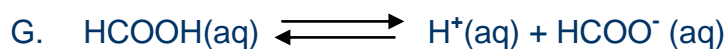
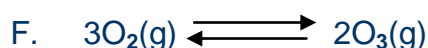
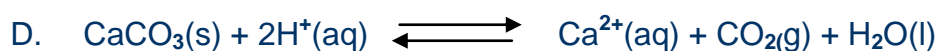
4. La constante K<sub>C</sub> para la siguiente reacción es 0,650 a 200 °C.



- A. Determine el valor de K<sub>P</sub>  
B. Determine el valor de K<sub>C</sub> 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<sub>c</sub> para:  $\frac{1}{2} \text{N}_2(\text{g}) + \frac{3}{2} \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{NH}_3(\text{g})$

5. Escriba las expresiones para las constantes de equilibrio, K<sub>C</sub> y K<sub>P</sub> cuando corresponda, para cada una de las siguientes reacciones:





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

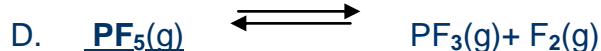
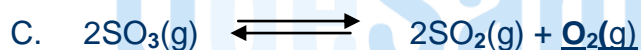


7. El compuesto gaseoso NOBr se descompone de acuerdo a la reacción:



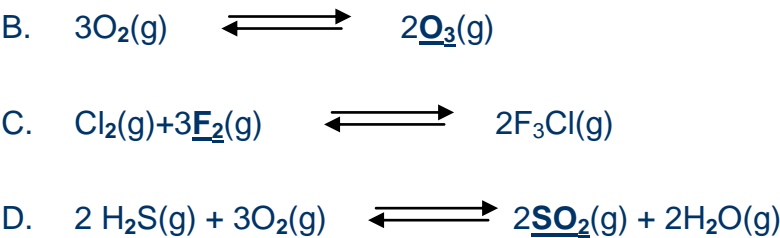
Si se mezclan 0,5 atmósferas de NOBr; 0,4 atm de NO y 0,2 atm de Br<sub>2</sub>. ¿Ocurrirá alguna reacción? De ser así, ¿se formará o consumirá Br<sub>2</sub>?

8. Prediga el efecto de aumentar la concentración del reactivo subrayado en cada una de las reacciones siguientes y para cada uno de los reactivos en el equilibrio:



9. Prediga el efecto de disminuir la concentración del reactivo subrayado en cada una de las reacciones siguientes y para cada uno de los reactivos en el equilibrio:





10. La tabla siguiente muestra el % de moles de amoníaco en el estado de equilibrio en función de la presión y la temperatura para la síntesis de amoníaco por el proceso de Haber. Señale y analice las mejores condiciones que Ud. manipularía para obtener el mejor rendimiento de amoníaco. Analice su respuesta desde el punto de vista del principio de Le-Chatelier.



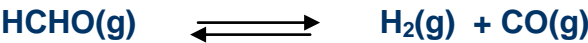
Porcentaje en moles de NH<sub>3</sub> en el Equilibrio

Temperatura (°C)	PRESIÓN (Atm)			
	200	300	400	500
400	38,74	47,85	58,87	60,61
450	27,44	35,93	42,91	48,84
500	18,86	26,00	32,25	37,79
550	12,82	18,40	23,55	28,31
600	8,77	12,97	16,94	20,76

11. La constante de equilibrio  $K_P$  para la reacción:
- $$2\text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_3(\text{g})$$
- es  $5,6 \times 10^4$  a 350 °C.
- Se mezcla SO<sub>2</sub> y O<sub>2</sub> 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 1,112 atm?
12. ¿Cuáles deberán ser las concentraciones iniciales de CO y H<sub>2</sub>O necesarias para alcanzar una concentración de CO<sub>2</sub> en el equilibrio de 1,00M en la reacción?



13. 1,0 mol por litro de aldehído fórmico (HCHO) se ubica en un reactor y se calienta a 500 grados Celsius estableciéndose el equilibrio que se señala. En este estado se encuentra 0,2 moles de H<sub>2</sub> por litro. Calcule K<sub>c</sub>.





14. 1,00 moles de  $\text{PCl}_5$  se ubican en un reactor de 10,0 L de capacidad estableciéndose a  $200^\circ\text{C}$  el equilibrio que se indica. En este estado se encuentran 0,470 moles de  $\text{Cl}_2$ . Calcule  $K_p$ .



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

Si el bromuro de nitrosilo ( $\text{NOBr}$ ) está disociado en un 34 % a  $25^\circ\text{C}$  y la presión total es 0,25 atm, calcule  $K_p$  y  $K_c$ .

16. Se ubican  $3,00 \times 10^{-2}$  moles de gas fosgeno puro ( $\text{COCl}_2$ ) en un contenedor de 1,50 L. Se calienta a 800 K y en el equilibrio se encuentran que la presión del CO es 0,497 atm. Calcule  $K_p$  para la reacción:



17. 0,200 moles de  $\text{NO}_2(\text{g})$  están en equilibrio con 0,0100 mol de  $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$  en un contenedor de 1,00 L. Calcule las nuevas concentraciones en el equilibrio cuando se agregan 0,300 moles de  $\text{N}_2\text{O}_4$ . Comente su resultado a la luz del principio de Le Chatelier.



18. Considere la siguiente reacción de equilibrio a  $686^\circ\text{C}$ :



Las concentraciones en el equilibrio de las especies reaccionantes son:  
 $\text{CO} = 0,050 \text{ M}$  ;  $\text{H}_2 = 0,045 \text{ M}$  ;  $\text{CO}_2 = 0,086 \text{ M}$  ;  $\text{H}_2\text{O} = 0,040 \text{ M}$ .

- A. Calcule  $K_c$  para la reacción a  $686^\circ\text{C}$   
 B. Si la concentración del  $\text{CO}_2$  es elevada a 0,50 mol/L, ¿cuáles serían las concentraciones de todos los gases en el equilibrio?
19. Se ubica en un reactor de 1,50 L 1,00 mol de  $\text{CO}(\text{g})$  y 1,00 mol de  $\text{COCl}_2(\text{g})$  estableciéndose el siguiente equilibrio:



Al respecto:

- A. Cuál es el número de moles de  $\text{Cl}_2(\text{g})$  producidos en el equilibrio a la misma temperatura?  
 B. Cuál es el efecto en la cantidad de  $\text{Cl}_2(\text{g})$  en el equilibrio si el volumen del reactor se aumenta de 1,50 L a 2,50 L.

20. Considere la reacción:



A la temperatura de 700 °C. Se encontró en el estado de equilibrio 2,5 moles de hidrógeno gaseoso,  $1,35 \times 10^{-5}$  moles de azufre gas y 8,7 moles de sulfuro de hidrógeno gaseoso. Determine  $K_c$  sabiendo que el volumen del recipiente es 12 L.

21. El compuesto gaseoso NOBr se descompone de acuerdo a la ecuación:



En un recipiente adecuado hay una mezcla reaccionante de los tres gases, encontrándose en un momento dado que el NOBr ejerce una presión de 0,5 atm, el NO una de 0,4 atm y el Br<sub>2</sub> una de 0,2 atm.

Señale si el sistema está en ese momento en el estado de equilibrio. En caso contrario, indique el sentido en el cual estaría evolucionando.

22. En un reactor de 1 L de capacidad se ubican 4 moles de hidrógeno y 4 moles de yodo a una temperatura de 478 °C, produciéndose la reacción que se indica. Determine la concentración de todas las especies cuando el sistema alcanza el estado de equilibrio.  $K_c = 46$ .



23. En un reactor se tiene  $2,1 \times 10^{-3}$  mol/L de HI puro. Se fija la temperatura a 490° C estableciéndose el equilibrio que se muestra. Determine el % de disociación del yoduro de hidrógeno.



24. 0,2 mol de NO<sub>2</sub> (g) están en equilibrio con 0,01 mol de N<sub>2</sub>O<sub>4</sub> (g) en un contenedor de 1L. Calcule las nuevas concentraciones en el equilibrio cuando se agregan 0,2 moles de NO<sub>2</sub> (g). Comente su resultado a la luz del principio de Le Chatelier.

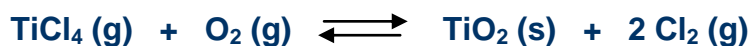


25. De las siguientes afirmaciones relacionadas con el equilibrio químico es (son) verdadera (s):

- 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 la presencia de catalizadores

- A. I y II
- B. II y III
- C. sólo III
- D. Sólo I
- E. todas

26. La expresión de  $K_c$  para la siguiente reacción es:



- A.  $[\text{TiO}_2] [\text{Cl}_2]^2 / [\text{TiCl}_4] [\text{O}_2]$
- B.  $[\text{TiO}_2] [\text{Cl}_2]^2 / [\text{TiCl}_4] [\text{O}_2]$
- C.  $[\text{Cl}_2] / [\text{TiCl}_4] [\text{O}_2]$
- D.  $[\text{Cl}_2] / [\text{TiCl}_4] [\text{O}_2]$
- E.  $[\text{Cl}_2]^2 / [\text{O}_2]$

27. La expresión de  $K_p$  para la siguiente reacción es:



- A.  $p \text{ CaO } p \text{ CO}_2 / p \text{ CaCO}_3$
- B.  $p \text{ CaO } p \text{ CO}_2$
- C.  $p \text{ CaCO}_3 / p \text{ CaO } p \text{ CO}_2$
- D.  $p \text{ CO}_2$
- E.  $p \text{ CaCO}_3$

28. Para la reacción:



$K_p = 0,23$  a  $100^\circ\text{C}$ . Inicialmente hay 3,00 mol de  $\text{NaHCO}_3$  en un reactor de 1L. ¿Cuál es la presión total en el equilibrio?

29. Un recipiente de 306 mL contiene a  $35^\circ\text{C}$  una mezcla gaseosa en equilibrio de 0,384 g de  $\text{NO}_2$  y 1,653 g de  $\text{N}_2\text{O}_4$ . ¿Cuál es el valor de la constante de equilibrio  $K_c$  para la reacción?



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



31. A 400°C,  $K_c = 64$  para el equilibrio:  $\text{H}_2 (\text{g}) + \text{I}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{HI} (\text{g})$   
 Calcule la concentración de HI en el equilibrio, si inicialmente se introducen 3,0 mol de  $\text{H}_2$  y 3,0 mol de  $\text{I}_2$  en un recipiente de 4,0 L a 400 °C.
32. Se introduce 4,0 mol de  $\text{H}_2$  y 2,6 mol de  $\text{I}_2$  en un reactor y se obtiene 4,8 moles de HI. De acuerdo con el equilibrio:  $\text{H}_2 (\text{g}) + \text{I}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{HI} (\text{g})$   
 ¿Qué cantidad de hidrógeno en moles queda en equilibrio?
33. Si para el equilibrio:  $\text{A}_2 (\text{g}) + \text{B}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{AB} (\text{g})$   $K_c = 10$   
 entonces para el equilibrio:  $4 \text{AB} (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{A}_2 (\text{g}) + 2 \text{B}_2 (\text{g})$ ; ¿Cuánto valdrá  $K_c$ ?
34. 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?
35. Para la siguiente reacción exotérmica  
 $\text{A} (\text{g}) + \text{B} (\text{g}) \rightleftharpoons \text{AB} (\text{g}) + \text{Q calorías}$   
 $K_c = 4,34 \times 10^{-3}$  a 300°C. Se puede afirmar que:  
 I.  $K_c$  disminuirá al aumentar la temperatura  
 II. Se obtendrá más AB al aumentar la presión sobre el sistema  
 III. En el estado de equilibrio el producto de [A] por [B] será mayor que [AB]  
 IV. En el estado de equilibrio el producto de [A] por [B] será menor que [AB]  
 Es o son verdaderas:  
 A. Sólo III  
 B. I y II  
 C. II y III  
 D. I, II y III  
 E. todas
36. Para el equilibrio entre ozono y oxígeno:  $2 \text{O}_3 (\text{g}) \rightleftharpoons 3 \text{O}_2 (\text{g}) + \text{calor}$   
 Se puede afirmar que:  
 A. un aumento de temperatura favorece la formación de  $\text{O}_2$   
 B. un aumento de presión favorece la formación de  $\text{O}_2$   
 C. una disminución de temperatura favorece la formación de  $\text{O}_2$   
 D. un aumento de la cantidad de oxígeno modifica el valor de la constante de equilibrio  
 E. la adición de un catalizador desplaza el equilibrio hacia la derecha

37. Si  $K_p = 200$  para la reacción:  $A(g) + B(g) \rightleftharpoons 2C(g)$

¿Cuál es el valor de  $K_p$  a igual temperatura para la reacción:



38. En un reactor de 1L se encuentran inicialmente  $2,0 \times 10^{-3}$  mol del compuesto gaseoso A, que coexistirá con B y C gaseosos, según:



$K_c = 0,022$  a  $490^\circ\text{C}$ . ¿Cuál será el porcentaje de disociación de A?

39. La constante de equilibrio  $K_p$  para la reacción:



Es igual a 45 a 300 K. Si en un reactor de 2 L se inyecta inicialmente 0,1 mol de A, 2 mol de B y 4,5 mol de C se puede afirmar que:

- A. El sistema está en equilibrio
- B. Ocurrirá reacción formándose más C
- C. Ocurrirá reacción formándose más A
- D. Ocurrirá reacción formándose más B
- E. Ocurrirá reacción hasta que se igualen las concentraciones de B y C

40. Para la siguiente reacción a  $25^\circ\text{C}$ :



Se desea aumentar el rendimiento de  $NH_3(g)$ . Para lograr esto se debe:

- I. bajar la temperatura
- II. aumentar la temperatura
- III. aumentar el volumen del reactor
- IV. reducir el volumen
- V. agregar un catalizador
- VI. retirar el  $NH_3(g)$  a medida que se produce

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

41. En el siguiente equilibrio:



$K_p = 0,25$  a  $400\text{K}$ . ¿Cuál es la presión total (en atm) del sistema?

42. En el equilibrio:  $\text{PCl}_5 (\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3 (\text{g}) + \text{Cl}_2 (\text{g})$   
Un aumento de la presión del sistema produce:
- Una disminución de  $[\text{PCl}_3]$
  - cambios favoreciendo la reacción directa
  - Una disminución de  $[\text{PCl}_5]$
  - Un aumento de la  $[\text{PCl}_3]$
  - Ningún cambio
43. En el equilibrio:  $2 \text{NO}_2 (\text{g}) + 4 \text{CO} (\text{g}) \rightleftharpoons 4 \text{CO}_2 (\text{g}) + \text{N}_2 (\text{g})$   
 $K_c = 1,8$  a 500K. ¿Cuál de las siguientes expresiones permite calcular  $K_p$ ?:
- $K_c = K_p$
  - $K_c = K_p RT$
  - $K_p = RT / K_c$
  - $K_c = K_p / RT$
  - $K_p = K_c RT$
44. Si para el equilibrio:  $\text{A}_2 (\text{g}) + \text{B}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{AB} (\text{g})$   $K_c = 10$   
entonces para el equilibrio:  $4 \text{AB} (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{A}_2 (\text{g}) + 2 \text{B}_2 (\text{g})$   
¿Cuánto valdrá  $K_c$ ?
45. En un matraz de 5 L se introducen 0,2 mol de  $\text{NO}_2$  y 0,2 mol de  $\text{CO}$  produciéndose el equilibrio:
- $$\text{NO}_2 (\text{g}) + \text{CO} (\text{g}) \rightleftharpoons \text{NO} (\text{g}) + \text{CO}_2 (\text{g})$$
- $K_c = 2,56$  a 400K ¿Cuál es la cantidad (en mol) de  $\text{NO}$  que se produce?
46. En un recipiente de 2 L se introducen 224 gramos de  $\text{HI}$ . A 400K se descompone el  $\text{HI}$  en  $\text{I}_2$  y  $\text{H}_2$  encontrándose que la presión del  $\text{H}_2$  es 4,1 atm.  
¿Cuántos gramos de  $\text{HI}$  quedaron sin descomponer?:
- $$2 \text{HI} (\text{g}) \rightleftharpoons \text{H}_2 (\text{g}) + \text{I}_2 (\text{g})$$
47. Cuando la reacción:  $\text{A} (\text{g}) + \text{B} (\text{g}) \rightleftharpoons \text{C} (\text{g}) + \text{D} (\text{g})$   $K_c = 10^{-1}$   
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  $[\text{A}] [\text{B}] / [\text{C}] [\text{D}] = 10$
  - la velocidad de las reacciones directa e inversa se han igualado
- Es correcto:
- I y II
  - II y III
  - III, IV y V
  - sólo V
  - II, IV y V



- 48.. A 250 °C se introdujeron 0,11 moles de  $\text{PCl}_5$  en un recipiente de 1 L y se estableció el equilibrio:  $\text{PCl}_5 (\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3 (\text{g}) + \text{Cl}_2 (\text{g})$   
En equilibrio la concentración de  $\text{PCl}_3$  es 0,05 moles/L. ¿Cuál es el valor de  $K_c$  a 250 °C?





## RESULTADOS EQUILIBRIO QUIMICO

- Exotérmica
- $K_P = 1,77 \times 10^{20}$
- $K_C = 6,84 \cdot 10^{-21}$
- $4,31 \times 10^{-4}$
  - 1,54
  - 0,806
- |    |  |   |
|----|--|---|
| A. | $K_C = [\text{H}_2\text{O}]$   | $K_P = p \text{ H}_2\text{O}$   |
| B. | $K_C = 1 / [\text{O}_2]$   | $K_P = 1 / p \text{ O}_2$   |
| C. | $K_C = [\text{PCl}_3] \times [\text{Cl}_2] / [\text{PCl}_5]$               | $K_P = p \text{ PCl}_3 \times p \text{ Cl}_2 / p \text{ PCl}_5$                   |
| D. | $K_C = [\text{Ca}^{2+}] \times [\text{CO}_2] / [\text{H}^+]^2$             | $K_P = p \text{ CO}_2$  |
| E. | $K_C = [\text{CO}_2] \times [\text{H}_2\text{O}]$                          | $K_P = p \text{ CO}_2 \times p \text{ H}_2\text{O}$                               |
| F. | $K_C = [\text{O}_3]^2 / [\text{O}_2]^3$                                    | $K_P = (p \text{ O}_3)^2 / (p \text{ O}_2)^3$                                     |
| G. | $K_C = [\text{H}^+] \times [\text{HCOO}^-] / [\text{HCOOH}]$               |   |
| H. | $K_C = [\text{NH}_3]^2 / [\text{NO}_2]^2 \times [\text{H}_2]^7$            | $K_P = (p \text{ NH}_3)^2 / (p \text{ NO}_2)^2 \cdot (p \text{ H}_2)^7$           |
| I. | $K_C = [\text{NO}_2]^2 \times [\text{O}_2]^{1/2} / [\text{N}_2\text{O}_5]$ | $K_P = (p \text{ NO}_2)^2 \times (p \text{ O}_2)^{1/2} / p \text{ N}_2\text{O}_5$ |
- El  $\text{N}_2\text{O}_4$  tiene mayor tendencia a pasar a  $\text{NO}_2$  porque su constante de equilibrio es mayor.
- Ocurre una reacción neta; se consume  $\text{Br}_2$  porque el  $Q_p$  es mayor que el  $K_P$  y por lo tanto la reacción tiene que evolucionar hacia la izquierda para alcanzar el equilibrio.
- El equilibrio se desplaza a la derecha en a, b y d y a la izquierda en c para compensar el cambio producido de acuerdo con el principio de Le Chatelier.
- El equilibrio se desplaza a la derecha en a, b y d y a la izquierda en c para compensar el cambio producido de acuerdo con el principio de Le Chatelier.
- De acuerdo a la tabla dada, uno pensaría que las mejores condiciones son 500 atm y 400°C, sin embargo a 400°C la velocidad de la reacción se hace muy lenta y por lo tanto no es viable, por lo tanto habría que aumentar la temperatura, y el rendimiento se puede mejorar extrayendo el amoníaco a medida que se produce.

11. La presión total será menor que la presión inicial, porque es igual a  $1,112 - x$ .
12.  $[\text{CO}] = [\text{H}_2\text{O}] = 2,25 \text{ mol/L}$
13.  $K_C = 0,05$
14.  $K_P = 1,62$
15.  $K_P = 9,65 \times 10^{-3}$ ;  $K_C = 3,95 \cdot 10^{-4}$
16.  $K_P = 3,31$
17.  $[\text{NO}_2] = 0,264 \text{ mol/L}$ ;  $[\text{N}_2\text{O}_4] = 0,278 \text{ mol/L}$
18. A. 0,52  
B.  $[\text{CO}_2] = 0,48 \text{ mol/L}$ ;  $[\text{H}_2] = 0,021 \text{ mol/L}$ ;  
 $[\text{CO}] = 0,074 \text{ mol/L}$ ;  $[\text{H}_2\text{O}] = 0,064 \text{ mol/L}$ ;
19. A.  $6,7 \times 10^{-23} \text{ mol Cl}_2$   
B. Aumenta en  $1,1 \times 10^{-22} \text{ moles}$
20.  $K_C = 1,08 \times 10^7$
21.  $Q = 0,36$ ;  $K_P = 0,15$  Por lo tanto, el sistema no está en equilibrio, porque la razón de presiones parciales es distinta a la  $K_P$  y como es mayor que la  $K_P$  el sistema está evolucionando hacia los reactivos. (Ya que  $Q$  debe disminuir para alcanzar el equilibrio y eso se logra aumentando el denominador y disminuyendo el numerador).
22.  $[\text{I}_2] = [\text{H}_2] = 0,9 \text{ mol/L}$   $[\text{HI}] = 6,2 \text{ mol/L}$
23. % de disociación = 22,8 %
24.  $[\text{NO}_2] = 0,4 \text{ mol/L}$  (con una cifra significativa) y  $[\text{N}_2\text{O}_4] = 0,03 \text{ mol/L}$
25. E
26. D
27. D

28. 0,96 atm

29. 0,0127

30.  $5,6 \cdot 10^{-4}$

31.  $[HI] = 1,2 \text{ mol/L}$

32. 1,6 mol de  $H_2$

33.  $10^{-2}$

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

35. C

36. C

37.  $7,07 \times 10^{-2}$

38. % ionización= 11,4

39. C

40. E

41. 1 atm

42. A

43. B

44.  $10^{-2}$

45. 0,123 mol de NO

46. 160 g de HI

47. E

48.  $K_C = 0,042$



## Unidad décima: Equilibrio iónico

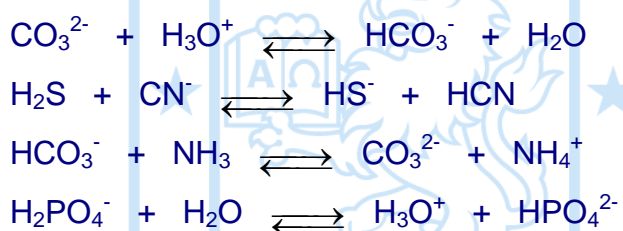
- Si el pH de una disolución es 4,2, determine:
  - El pOH de la solución
  - La concentración de protones y
  - La concentración de iones  $\text{HO}^-$
- Determine el pH de una solución de HCl 0,25 M y de una solución de NaOH 0,25 M.
- Determine el pH, el pOH y la concentración de especies presentes en una solución 0,12 M de hidroxilamina.
- Determine el pOH de una solución  $3,4 \times 10^{-7}$  M de ácido perclórico.
- ¿Qué concentración debe tener una solución de amoníaco para que su pH sea 10,35?
- Calcular el porcentaje de ácido disociado en una solución 0,12 M de ácido acético.
- Un ácido hipobromoso tiene una concentración de 0,012 M. Calcule:
  - la concentración de ión hipobromito ( $\text{BrO}^-$ ) y
  - El porcentaje de ácido no ionizado
- ¿Qué concentración de metilamina,  $\text{CH}_3\text{NH}_2$ , será necesaria para obtener una disolución de pH=11, si la constante de ionización de la metil amina vale  $4,4 \times 10^{-4}$ ?
- 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: (El NaOH no puede ser una base de Brönsted porque no puede captar un protón)
  - NaOH
  - $\text{HNO}_2$
  - $\text{NH}_4^+$
  - $\text{H}_2\text{O}$
  - $\text{Cu}^{2+}$
  - $\text{SO}_4^{2-}$

10. Escriba la ecuación de ionización y la expresión de la constante de equilibrio, para las siguientes especies en solución acuosa:
- Ácido acético
  - Amoníaco
  - Ácido cianhídico
11. Ordene las siguientes soluciones en orden creciente de pH:
- Solución de  $[\text{HO}^-] = 3,4 \cdot 10^{-2} \text{ M}$
  - Solución de  $\text{pOH} = 2,1$
  - Solución de  $[\text{H}^+] = 1,8 \cdot 10^{-5} \text{ M}$
  - Solución de  $\text{pH} = 4,0$
12. Determine:
- La concentración de iones acetato que habrá en una disolución 0,040 M de ácido acético.
  - El pH de la solución.
13. ¿Cuál es la concentración de ácido benzoico y el pH de una disolución en la que el ácido está ionizado en un 1,8 %?
14. Determine el porcentaje de ionización en una disolución de metilamina 0,4 M.
15. Calcule el pH, en el punto de equivalencia, para cada una 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
16. Determine la  $K_a$  del ácido nitroso ( $\text{HNO}_2$ ), si una solución 0,055 % p/ V del mismo posee un pH de 2,61.
17. Dadas las siguientes constantes de acidez:
- $K_{\text{HCN}} = 4,8 \times 10^{-10}$
  - $K_{\text{HNO}_2} = 5,1 \times 10^{-4}$
  - $K_{\text{HCl}} = \infty$
- Determine si las alternativas son verdaderas o falsas:
- El ácido más fuerte es el HCl
  - La base conjugada más fuerte es  $\text{CN}^-$
  - El ácido más débil es el HCN
  - La base conjugada más débil es  $\text{NO}_2^-$

18. Según la teoría de Arrhenius cuál de los siguientes compuestos es una base:

- I.  $\text{Na}_2\text{CO}_3$
- II.  $\text{H}_2\text{O}$
- III.  $\text{HF}$
- IV.  $\text{NaOH}$
- A. I y III
- B. II y IV
- C. Sólo IV
- D. II y III
- E. Sólo II

19. 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:



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

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

22. Considerando la ionización acuosa de los siguientes ácidos:

- A.  $\text{HCOOH}$  ( $K_a = 1,77 \times 10^{-4}$ );
- B.  $\text{CH}_3\text{COOH}$  ( $K_a = 1,78 \times 10^{-5}$ );
- C.  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}$  ( $K_a = 1,34 \times 10^{-6}$ ).

El ácido más débil originará al ión:

- A.  $\text{HCOO}^-$
- B.  $\text{CH}_3\text{COOH}$
- C.  $\text{CH}_3\text{COO}^-$
- D.  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}$
- E.  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COO}^-$

23. El pH es:

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

Es verdadero:

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

24. 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

25. Si se agrega un ácido a 500 mL de agua destilada, se puede afirmar que la solución tiene:

- A.  $pH > 7$
- B.  $pH < 7$
- C.  $pH = 7$
- D.  $pOH < 7$
- E.  $pOH = 7$

26. Para que una solución en medio acuoso tenga  $pH = 3$ , se debe cumplir que:

- I.  $[H^+] = 1 \times 10^{-3} \text{ M}$
- II.  $[OH^-] = 1 \times 10^{-3} \text{ M}$
- III. Tenga mayor  $[H^+]$  que una de  $pH = 1$
- IV.  $[OH^-] = 1 \times 10^{-11} \text{ M}$

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



27. La masa (en g) de ácido nítrico necesaria para preparar 1 L de solución acuosa de  $\text{pH} = 1$  es:
- A. 0,1
  - B. 1,0
  - C. 3,0
  - D. 6,3
  - E. 12,6
28. Una solución de hidróxido de sodio tiene  $\text{pH} = 10$ . La concentración, en mol/L, de  $\text{H}^+$  es:
- A. 4
  - B.  $10^{-14}$
  - C.  $10^{-10}$
  - D.  $10^{-4}$
  - E. 10
29. La masa de hidróxido de sodio que se necesita para preparar 250 mL de una solución de  $\text{pH} = 11$  es:
- A. 0,01 g
  - B. 0,1 g
  - C. 0,2 g
  - D. 0,5 g
  - E. 10,0 g
- 30.
- A. El pH del agua de lluvia es 4,98, calcule su  $[\text{H}^+]$  y  $[\text{OH}^-]$
  - 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  $[\text{H}^+]$  y  $[\text{OH}^-]$
31. Para una solución de ácido nitroso 2,5 M cuya  $K_a = 5,13 \cdot 10^{-4}$  indique:
- A. ecuación de disociación
  - B. la concentración de todas las especies presentes en el equilibrio
  - C. pH, pOH y porcentaje de disociación del ácido nitroso
32. Para una solución de  $\text{HBrO}$  0,2 M cuya  $K_a = 2 \cdot 10^{-9}$  indique:
- A. ecuación de disociación
  - B. la concentración de todas las especies presentes en el equilibrio
  - C. pH, pOH y porcentaje de disociación del ácido hipobromoso

33. Para una solución de amoníaco 0,08 M cuya  $K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$  indique:
- ecuación de disociación
  - la concentración de todas las especies presentes en el equilibrio
  - pH, pOH y porcentaje de disociación del amoníaco
34. ¿Qué concentración debe tener una solución de amoníaco para que su pH sea 10,35?.  $K_b \text{ NH}_3 = 1,8 \times 10^{-5}$ .
35. Determine la  $K_a$  del ácido hipocloroso (HClO) si el pH de una solución 0,045 mol/L es 4,42.
36. ¿Cuál es el pH de una solución de ácido acético  $2 \times 10^{-2}$  M? ( $K_a = 1,78 \times 10^{-5}$ )
37. 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.
- 1
  - 10
  - 15
  - 19
  - 19,9
  - 20
  - 20,1
  - 21
  - 25
38. La masa, en gramos, de hidróxido de sodio, necesaria para preparar 250 mL de una solución de pH 12 es:
- 0,010
  - 0,100
  - 1,00
  - 4,00
  - 0,400

## RESULTADOS: EQUILIBRIO QUÍMICO

1. A.  $\text{pOH}=9,8$   
 B.  $6,31 \cdot 10^{-5} \text{ M}$   
 C.  $1,58 \cdot 10^{-10} \text{ M}$
2.  $\text{pH HCl} = 0,60$                        $\text{pH NaOH} = 13,4$
3.  $\text{pH} = 9,6$      $\text{pOH} = 4,4$              $[\text{HO}^-] = 3,63 \cdot 10^{-5} \text{ M} = \text{NH}_3\text{OH}^+$
4.  $\text{pOH} = 7,56$
5.  $[\text{NH}_3] = 2,78 \cdot 10^{-3} \text{ M}$
6.  $1,22 \%$
7. A.  $5,5 \times 10^{-6} \text{ M}$   
 B.  $99,95 \%$
8.  $[\text{CH}_3\text{NH}_2] = 2,3 \times 10^{-3} \text{ M}$
9. A.  $\text{NaOH(s)} \longrightarrow \text{Na}^+(\text{ac}) + \text{HO}^-(\text{ac})$   
 Base de Arrhenius
- B.  $\text{HNO}_2(\text{l}) + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(\text{ac}) + \text{NO}_2^-(\text{ac})$   
 ác. 1      base 2                      ác. 2      base 1  
**Ácido de Arrhenius y Ác. de Lowry Brönsted**
- C.  $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(\text{ac}) + \text{NH}_3$   
 ác. 1      base 2                      ác. 2      base 1  
**Ácido de Lowry Brönsted**
- D.  $\text{H}_2\text{O(l)} + \text{H}_2\text{O(l)} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(\text{ac}) + \text{HO}^-(\text{ac})$   
 ác. 1      base 2                      ác. 2      base 1  
**Teoría de Lowry Brönsted**
- E.  $\text{Cu}^{2+}(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O(l)} \rightleftharpoons \text{Cu}(\text{HO})_2(\text{s}) + \text{H}^+(\text{ac})$   
**Ácido de Lewis**
- F.  $\text{SO}_4^{2-}(\text{ac}) + 2\text{H}_2\text{O(l)} \longleftarrow \text{H}_2\text{SO}_4(\text{ac}) + 2\text{HO}^-(\text{ac})$   
 base 1      ác. 2                      ác. 1      base 2  
**Base de Lowry Brönsted**

10. A.  $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$   
B.  $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$   
C.  $\text{HCN} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CN}^- + \text{H}_3\text{O}^+$
11. Solución  $\text{D} < \text{C} < \text{B} < \text{A}$  ( $\text{pH}_\text{A}=12,53$ ,  $\text{pH}_\text{B}=11,9$ ,  $\text{pH}_\text{C}=4,74$ ,  $\text{pH}_\text{D}=4,00$ )
12. A.  $[\text{CH}_3\text{COO}^-] = 8,48 \times 10^{-4} \text{ M}$   
B.  $\text{pH} = 3,07$
13.  $[\text{Ácido benzoico}] = 0,19 \text{ M}$        $\text{pH} = 2,46$
14. % ionización = 3.3
15. A. 100 mL NaOH  
B. 50 mL  $\text{Ba}(\text{OH})_2$   
C. 33,3 mL  $\text{Al}(\text{OH})_3$
16.  $K_\text{a} = 5,1 \times 10^{-4}$
17. A. Verdadero  
B. Verdadero  
C. Verdadero  
D. Falso
18. B
19. Revise sus apuntes.
20.  $[\text{H}^+] = [\text{Cl}^-] = 0,5 \text{ mol/L}$ ,  $[\text{OH}^-] = 2 \times 10^{-14} \text{ mol/L}$
21.  $[\text{K}^+] = [\text{OH}^-] = 0,005 \text{ mol/L}$ ,  $[\text{H}^+] = 2 \times 10^{-12} \text{ mol/L}$
22. E
23. E
24. D
25. B
26. B

27. D
28. C
29. A
30. 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  $5,62 \times 10^{-3}$
31. A.  $\text{HNO}_2 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{NO}_2^-$   
B.  $[\text{HNO}_2] = 2,464 \text{ M}$ ;  $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{NO}_2^-] = 0,0358 \text{ M}$   
C.  $\text{pH} = 1,45$   $\text{pOH} = 12,55$  % disociación = 1,43%
32. 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
33. A.  $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$   
B.  $[\text{NH}_3] = 0,079 \text{ M}$ ;  $[\text{OH}^-] = [\text{NH}_4^+] = 1,2 \cdot 10^{-3} \text{ M}$   
C.  $\text{pOH} = 2,92$   $\text{pH} = 11,08$  % disociación = 1,5
34.  $[\text{NH}_3] = 2,78 \times 10^{-3} \text{ M}$
35.  $K_a = 3,2 \times 10^{-8}$
36.  $\text{pH} = 3,22$
37. A. 1,04  
B. 1,48  
C. 1,85  
D. 2,59  
E. 3,6  
F. 7,0  
G. 10,4  
H. 11,39  
I. 12,05
38. B

## Unidad décimo primera: Redox

1. Al hacer reaccionar cobre metálico con ácido nítrico diluido se obtiene monóxido de nitrógeno y nitrato de cobre (II). Plantee, iguale y complete la ecuación química correspondiente, tanto la ecuación iónica como la molecular.
2. El sulfuro de hidrógeno es oxidado a azufre elemental, en medio ácido, por el permanganato de potasio. Plantee, iguale y complete la ecuación química correspondiente, tanto en forma iónica como molecular, suponiendo que el ácido utilizado es el ácido clorhídrico.
3. Plantee, iguale y complete la ecuación química, tanto la forma iónica como la molecular, correspondiente a la dismutación del cloro gaseoso a cloruro y clorato en medio básico. Suponga que la base utilizada es hidróxido de sodio.
4. Al Completar y balancear la siguiente ecuación, en medio básico, con coeficientes enteros:



¿Indique cuántos iones hidróxido,  $\text{HO}^-(\text{ac})$ , 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
5. Determine el número de oxidación del S en los siguientes compuestos:
    - A.  $\text{H}_2\text{S}$
    - B.  $\text{H}_2\text{SO}_3$
    - C.  $\text{H}_2\text{SO}_4$
    - D.  $\text{SO}_2$
    - E.  $\text{SO}_3$
    - F.  $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$
  6. Determine los cambios en los números de oxidación de las especies participantes en las siguientes ecuaciones de óxido reducción:
    - A.  $\text{MnO}_4^-(\text{ac}) + \text{Cl}^-(\text{ac}) \rightarrow \text{Mn}^{2+}(\text{ac}) + \text{Cl}_2(\text{g})$
    - B.  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{ac}) + \text{NO}_2^-(\text{ac}) \rightarrow \text{NO}_3^-(\text{ac}) + \text{Cr}^{3+}(\text{ac})$
    - C.  $\text{Hg}(\text{l}) + 2\text{Fe}^{3+}(\text{ac}) \rightarrow \text{Hg}^{2+}(\text{ac}) + 2\text{Fe}^{2+}(\text{ac})$
    - D.  $\text{Pb(OH)}_4^{2-}(\text{ac}) + \text{ClO}^-(\text{ac}) \rightarrow \text{PbO}_2(\text{s}) + \text{Cl}^-(\text{ac})$

7. 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 cuál es el agente reductor
8. Balancee por el método del ión electrón modificado las siguientes reacciones que ocurren en medio acuoso y pH ácido:
- A.  $\text{KBiO}_3(\text{s}) + \text{Mn}^{2+}(\text{ac}) \rightarrow \text{Bi}(\text{s}) + \text{MnO}_4^-(\text{ac})$
- B.  $\text{NiSO}_4 + \text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Ni}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Na}_2\text{SO}_4$
9. Indique qué es una dismutación (no diga “es cuando”) y de un ejemplo
10. Balancee por el método del ión electrón modificado las siguientes reacciones que ocurren en medio acuoso y pH básico:
- A.  $\text{ClO}^-(\text{ac}) + \text{Cr}(\text{OH})_4^-(\text{ac}) \rightarrow \text{Cl}^-(\text{ac}) + \text{CrO}_4^{2-}(\text{ac})$
- B.  $\text{Br}_2(\text{l}) \rightarrow \text{Br}^-(\text{ac}) + \text{BrO}_3^-(\text{ac})$
- C.  $\text{KMnO}_4 + \text{KBr} \rightarrow \text{MnO}_2(\text{s}) + \text{KBrO}_3$
11. Al igualar por el método del ión electrón modificado la ecuación b) de la pregunta 6 indique ¿cuántas moléculas de agua utiliza? y ¿a qué lado de la ecuación final quedan?
- A. 4 en el izquierdo
- B. 6 en el derecho
- C. 8 en el izquierdo
- D. 7 en el derecho
- E. 4 en el derecho
12. Balancee por el método del ión electrón modificado las siguientes reacciones que ocurren en medio acuoso y pH ácido e indique el agente oxidante y el agente reductor en cada caso:
- A.  $\text{As}_2\text{O}_3(\text{s}) + \text{NO}_3^-(\text{ac}) \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4(\text{ac}) + \text{N}_2\text{O}_3(\text{ac})$
- B.  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{ac}) + \text{I}^-(\text{ac}) \rightarrow \text{Cr}^{3+}(\text{ac}) + \text{IO}_3^-(\text{ac})$
- C.  $\text{I}_2(\text{s}) + \text{OCl}^-(\text{ac}) \rightarrow \text{IO}_3^-(\text{ac}) + \text{Cl}^-(\text{ac})$
13. 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  $\text{NiCl}_2$ . Indique ¿cuál de las siguientes reacciones ocurre en el ánodo y cuál ocurre en el cátodo?
- I.  $\text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Ni}$
- II.  $\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}$



- III.  $\text{Ni} \rightarrow \text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^-$   
 IV.  $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$   
 A. i en el ánodo, ii en el cátodo  
 B. i en el ánodo, iii en el cátodo  
 C. i en el ánodo, iv en el cátodo  
 D. i en el cátodo, iv en el ánodo  
 E. i en el cátodo, iii en el ánodo

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

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

- A.  $\text{Pb(s)}$   
 B.  $\text{Fe(s)}$   
 C.  $\text{Ag(s)}$   
 D.  $\text{Cr(s)}$   
 E.  $\text{Pb(s)}$ ,  $\text{Fe(s)}$  y  $\text{Cr(s)}$
15. Si la siguiente reacción es espontánea tal cual 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
16. Utilizando la tabla de potenciales estándar de reducción determine ¿cuál de las siguientes especies es el agente oxidante más fuerte y cuál es el más débil, en solución ácida o neutra?:  $\text{Ag}_2\text{CrO}_4$ ,  $\text{AgF}$ ,  $\text{HClO}$ ,  $\text{H}_2\text{O}_2$ ,  $\text{Cu}^{2+}$ .

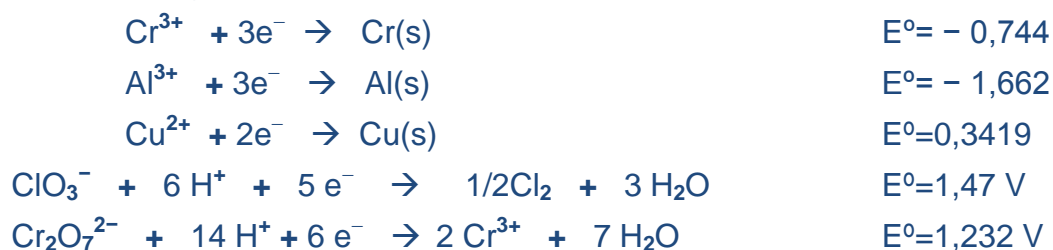
17. Para la siguiente celda galvánica:



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.

18. Dados los siguientes potenciales estándar de reducción:



Determine:

- ¿Cuál es el mejor agente oxidante y cuál es el mejor agente reductor?
- ¿Cuál es la mejor pila que puede formar?
- ¿Cuál es la reacción global de la celda?
- Haga el diagrama resumido de la pila.

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

- Si
- $\text{I}_2$
- $\text{Fe}^{2+}$
- $\text{Cl}^-$
- NaH
- $\text{H}_3\text{PO}_4$
- $\text{NH}_4^+$
- $\text{ClO}_4^-$
- $\text{N}_2\text{H}_5^+$
- $\text{BiO}_3^-$
- HCl
- $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$
- $\text{K}_2\text{MnO}_4$
- HCOOH
- $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$

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

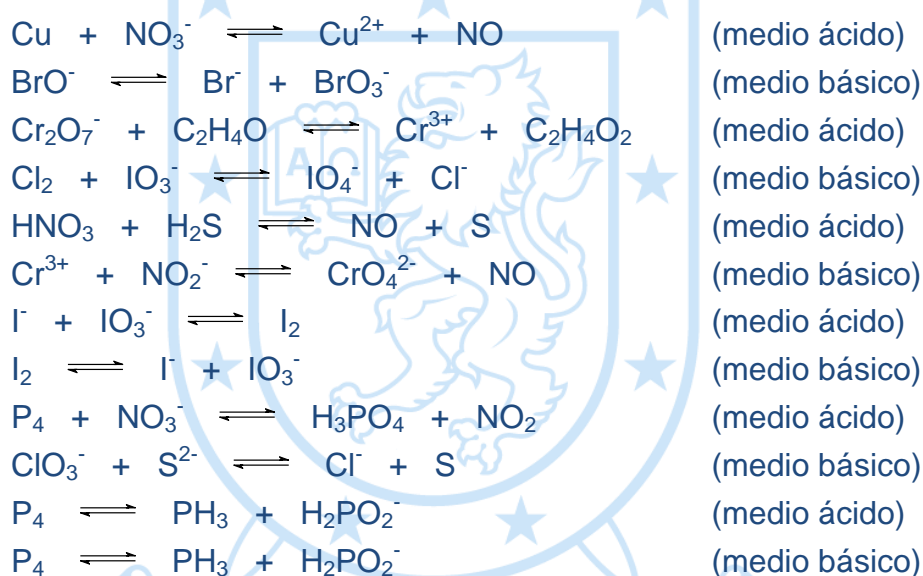
- $\text{FeCl}_3 + \text{HBr} \rightleftharpoons \text{FeBr}_3 + \text{HCl}$
- $\text{CoCl}_3 + \text{CeCl}_3 \rightleftharpoons \text{CoCl}_2 + \text{CeCl}_4$
- $\text{H}^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+$
- $\text{HClO} + \text{I}_2 \rightleftharpoons \text{HIO} + \text{Cl}_2$
- $\text{HCl} + \text{MnO}_2 \rightleftharpoons \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2$
- $\text{AlCl}_3 + \text{NaOH} \rightleftharpoons \text{NaCl} + \text{Al(OH)}_3$
- $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH}$

21. Balancee las siguientes semirreacciones (SR) indicando si el proceso es de oxidación 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)

22. Para cada una de las reacciones que aparecen a continuación, indique:

- A. especie que se oxida y especie que se reduce.  
 B. agente oxidante y agente reductor.  
 C. SR de oxidación y SR de reducción.  
 D. ecuación balanceada.



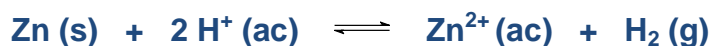
23. Para las semireacciones



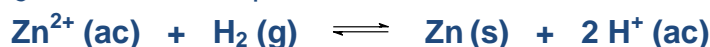
A. ¿Cuál será el  $E^0$  para la reacción:



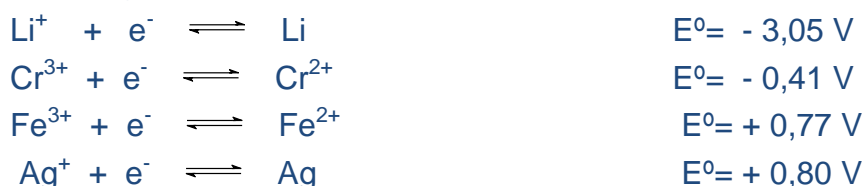
B. ¿Cuál será el  $E^0$  para la reacción:



C. ¿Cuál será el  $E^0$  para la reacción:



24. A partir de la siguiente información



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

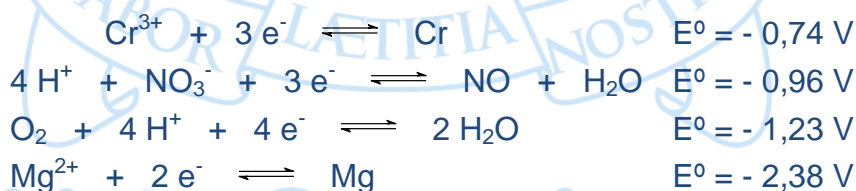
- A.  $\text{Li} + \text{Cr}^{3+} \rightleftharpoons \text{Li}^+ + \text{Cr}^{2+}$
- B.  $\text{Ag} + \text{Fe}^{3+} \rightleftharpoons \text{Ag}^+ + \text{Fe}^{2+}$
- C.  $\text{Fe}^{2+} + \text{Li}^+ \rightleftharpoons \text{Fe}^{3+} + \text{Li}$
- D.  $\text{Ag} + \text{Li}^+ \rightleftharpoons \text{Ag}^+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

25. Para las siguientes SR en condiciones estándar, ¿cuál es 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. Semireacción 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 semicelda



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

- A. ¿Qué ocurrirá si a una disolución de sulfato de hierro (II),  $\text{FeSO}_4$ , le añadimos trocitos de Zn?
- B. Y si le añadimos, en cambio limaduras de Cu ( $E^0 \text{ Cu}^{2+}/\text{Cu} = 0,34 \text{ V}$ ).

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

Par redox	$E^0$ (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.

UdeSantiago

## RESULTADOS: REDOX



4. B

5. A. -2

B. +4

C. +6

D. +4

E. +6

Este ácido tiene un grupo peróxido en que los dos oxígenos que forman el puente de oxígeno tienen número de oxidación -1 y se llama ácido peroxidisulfúrico.

5. A. Mn: +7  $\rightarrow$  +2

B. Ce: +6  $\rightarrow$  +3

C. Cl: -1  $\rightarrow$  0

D. N: +3  $\rightarrow$  +5

E. Hg: 0  $\rightarrow$  +2

F. Pb: +2  $\rightarrow$  +4

G. Fe: +3  $\rightarrow$  +2

H. Cl: +1  $\rightarrow$  -1



B. Agente oxidante:  $\text{O}_2$  y agente reductor  $\text{PbS}$

9. **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.

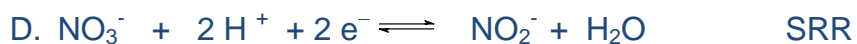
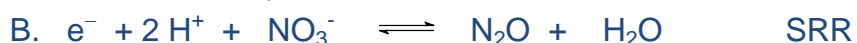
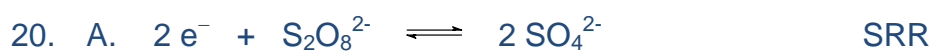


11. E

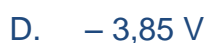
12. D
13. E, porque en esos casos el  $\Delta E^{\circ}$  pila es positivo
14. E
15. Agente oxidante más fuerte:  $\text{H}_2\text{O}_2$   
 Agente oxidante más débil:  $\text{Cu}^{2+}$
16. A. Sí, porque el  $\Delta E$  es positivo  
 B. Se oxida el Cd y se reduce el  $\text{Pd}^{2+}$   
 C.  $\text{PdCl}_4^{2-}(\text{ac}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Pd}(\text{s}) + 4\text{Cl}^-$  Reducción 0,591 V  
 $\text{Cd}(\text{s}) \rightarrow \text{Cd}^{2+}(\text{ac}) + 2\text{e}^-$  Oxidación  $-(-0,403) \text{ V}$   
 D.  $\Delta E^{\circ} = 0,591 - (-0,403) = 0,994 \text{ V}$
17. A.  $\text{ClO}_3^-$  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.  $\text{Al}(\text{s}) / \text{Al}^{3+}(1 \text{ M}) // \text{ClO}_3^-(1 \text{ M}) / \text{Cl}_2(\text{g}) / \text{Pt}(\text{s})$
18. A. 0  
 B. 0  
 C. +2  
 D. -1  
 E. Na= +1 H= -1  
 F. H= +1; O= -2 y P= +5  
 G. N= +5  
 H. Cl= +7  
 I. N= +3 y H= -1  
 J. Bi= +5 y O= -2  
 K. H= +1 y Cl= -1  
 L. S= +7 y O= -2  
 M. K= +1; O= -2 y Mn= +7  
 N. H= +1; O= -2 y C= +4  
 Ñ. K= +1; O= -2 y Cr= +6



19. B, D y E



21. Revise sus apuntes.



24. E

25.  $I_2$



B. Se oxida Mg y se reduce  $Cr^{3+}$

C. Agente Oxidante:  $Cr^{3+}$  Agente reductor: Mg

D. Ánodo: Mg Cátodo: Cr

E. Ánodo a cátodo

F. Aniones al ánodo y cationes al cátodo

27. A. No hay reacción.

B. Si hay reacción

28. A.  $Cl^{-}$

B.  $Sn^{2+}$

C.  $Sn^0$

D.  $ClO_3^{-}$



# PERIODICA DE LOS ELEMENTOS

## ANEXO I

### CIFRAS SIGNIFICATIVAS

Cada medida es incierta hasta cierto punto. Supóngase, por ejemplo, que se desea medir la masa de un objeto. Si se usa una balanza de plataforma, podemos determinar la masa hasta el 0,1 g más cercano. Por otra parte, una balanza analítica está capacitada para producir resultados correctos hasta 0,0001 g. La exactitud o precisión de la medida depende de las limitaciones del aparato de medida y de la habilidad con que éste se use.

La precisión de una medida está indicada por el número de cifras utilizadas para obtenerla. Los dígitos, en una medida adecuadamente obtenida, son **cifras significativas**. Estas cifras incluyen todas aquellas que son conocidas con certidumbre y además otra que es una aproximación.

Suponga que se utilizó una balanza granataria, y la masa de un objeto resultó ser 12,3 g. La probabilidad de que la masa del objeto sea exactamente 12,3 g es pequeña. Estamos seguros de las dos primeras cifras: el 1 y el 2. Sabemos que la masa es mayor que 12. La tercera cifra, el 3, sin embargo, no es enteramente exacta. En el mejor de los casos indica que la verdadera masa está más cerca de 12,3 g que de 12,2 g ó 12,4 g. Si, por ejemplo, la masa real fuera 12,28... g ó 12,33... g, el valor sería correctamente el obtenido en cualquier caso como 12,3 **hasta tres cifras significativas**.

Si en nuestro ejemplo, agregamos un cero a la medición, estamos indicando un valor que contiene **cuatro cifras significativas** (12,30 g) lo que es incorrecto y desconcertante. Este valor indica que la masa real está entre 12,29 g y 12,31g. Sin embargo no tenemos idea de la magnitud del número del segundo lugar decimal, puesto que hemos determinado el valor sólo hasta el 0,1 g más próximo.

El cero no indica que el segundo lugar decimal es desconocido o indeterminado, sino que debe interpretarse de la misma forma que cualquier otra cifra (ver, sin embargo, la regla 1 que sigue). Puesto que la incertidumbre en la medida radica en el 3, este dígito debe ser la última cifra significativa hallada.

Por otra parte no tenemos derecho a despreciar un cero, si es significativo. Un valor de 12,0 g que se ha determinado hasta la precisión indicada, debería registrarse en esa forma. Es incorrecto registrar 12 g, puesto que esta medida de 12 g indica una precisión de solo **dos** cifras significativas en vez de las **tres** cifras significativas de la medida.

Las siguientes reglas pueden ser utilizadas para determinar el número adecuado de cifras significativas que deben escribirse para una medida.

1. **Los ceros usados para localizar el punto decimal no son significativos.**  
Suponga que se determinó que la distancia entre dos puntos es de 3 cm. Esta medida puede ser expresada también como 0,03 m puesto que 1 cm es 0,01 m.

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

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 0,000**5030** tiene cuatro cifras significativas. Los ceros después del cinco, son significativos. Aquéllos que preceden al número 5 no son significativos debido a que se han agregado solamente para ubicar el punto decimal.

Ocasionalmente, es difícil interpretar el número de cifras significativas en un valor que contiene ceros, tal como 600. ¿Son los ceros significativos o sirven meramente para localizar el punto decimal? Este tipo de problema puede evitarse usando notación científica. El punto decimal se localiza por la potencia de 10 empleada; la primera parte del término contiene solamente cifras significativas. El valor 600, por otra parte, puede expresarse en cualquiera de las siguientes formas, dependiendo de la precisión con que se ha tomado la medida.

**$6,00 \cdot 10^2$  (tres cifras significativas)**

**$6,0 \cdot 10^2$  (dos cifras significativas)**

**$6 \cdot 10^2$  (una cifra significativa)**

2. **Ciertos valores, tales como los que se originan en la definición de términos, son exactos.** Por ejemplo, por definición, hay exactamente 1000 mL en 1 litro. El valor 1000 puede considerarse como teniendo un número infinito de cifras significativas (ceros) después del punto decimal.

Los valores obtenidos por conteo también pueden ser exactos. Por ejemplo, la molécula de  $H_2$  contiene exactamente 2 átomos, no 2,1 ó 2,3. Otras cuentas, por otra parte son inexactas. La población del mundo, por ejemplo, se calcula y no se deriva de un conteo actual.

3. **A veces, la respuesta a un cálculo contiene más cifras que son significativas.** Las siguientes reglas deben usarse para aproximar tal valor al número correcto de dígitos.

a. Si la cifra que sigue al último número a retenerse es menor que 5, todas las cifras no deseables se pueden descartar y el último número se deja sin modificación.

**3,6247 es 3,62 hasta tres cifras significativas.**

b. Si la cifra que sigue al último número que se va a retener es mayor que 5 ó 5, con otros dígitos que le siguen, el último número se aumenta en 1 y las cifras restantes se descartan.

**7,5647 es 7,565 hasta cuatro cifras significativas**

**6,2501 es 6,3 hasta dos cifras significativas**

c. Si el número que sigue a la última cifra a retenerse es 5 y hay solo ceros después del cinco, el 5 se descarta y la última cifra se aumenta en 1 si es impar o no se cambia si es un número par. En un caso de este tipo, la última cifra del valor aproximado es siempre un número par. El cero se considera un número par.



# UdeSantiago

**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:

161,032

5,6

32,4524

---

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 termino menos preciso en el cálculo es 0,24 (dos cifras significativas).



## ANEXO II

### CONCEPTOS BASICOS DE EVALUACIÓN DE RESULTADOS

#### ERRORES

Todas las medidas tienen errores. Para que el resultado sea considerado válido deberá incluir una estimación de los errores inherentes a su determinación. Las fuentes de estos errores pueden ser de carácter instrumental pero también incluyen factores humanos. Los errores en una medida directa o experimental se extenderán a los cálculos que involucran dichas cantidades a través de las fórmulas o ecuaciones matemáticas donde aparecen. Por ejemplo si quisiéramos determinar la densidad de un líquido determinado su masa y su volumen, usaríamos la fórmula:

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

Puesto que la masa  $m$  y el volumen  $V$  son cantidades experimentales que incluyen errores propios  $\Delta m$  y  $\Delta V$ , 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.

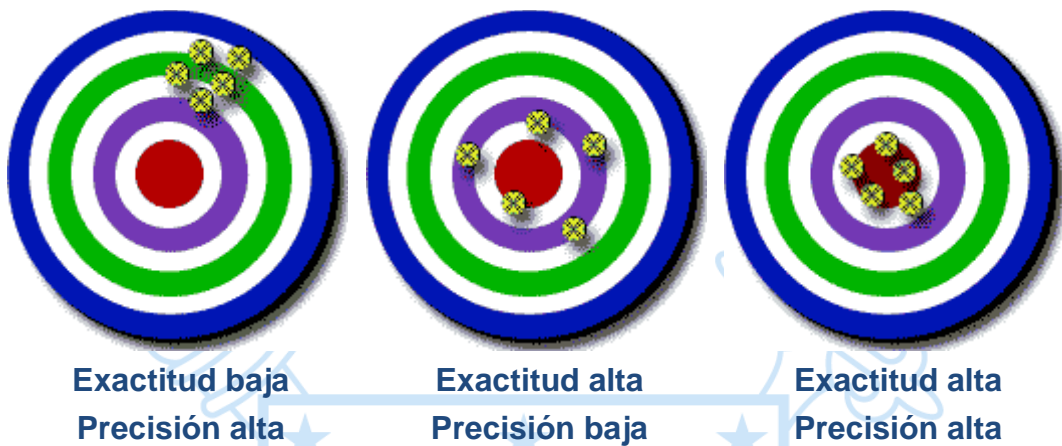
Los términos **exactitud** y **precisión** que en una conversación ordinaria se utilizan muchas veces como sinónimos, se deben distinguir con cuidado en relación con los datos científicos ya que no significan lo mismo. Un resultado **exacto** es aquel que concuerda de cerca con el valor real de una cantidad 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.

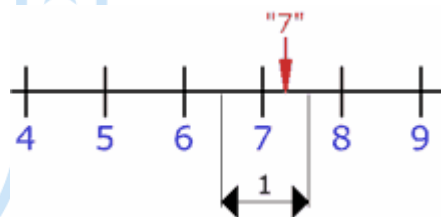
Ejemplos de exactitud y precisión:



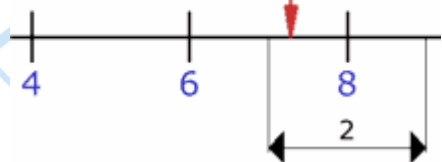
**GRADO DE EXACTITUD:** La exactitud depende del instrumento de medida. Pero por regla general: **El grado de exactitud es la mitad de la unidad de medida.**

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"



UdeSantiago

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

<b>Masa</b>	2.205 lb (lb=libra)	1.000 kg	<b>Longitud</b>	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
<b>Volumen</b>	1 L	1000 cm <sup>3</sup>	<b>Tiempo</b>	1,000 yd	0,9144 m
	1 gal (gal=galón)	3,785 L		1 Å (Å= Angstrom)	1x10 <sup>-10</sup> m
	1 ft <sup>3</sup> (ft <sup>3</sup> =pie cubico)	28,3 L			
<b>Presión</b>	1 atm	1.01325x10 <sup>5</sup> Pa	<b>Energía</b>	1 min 60 s	
	1 Torr	133,3 Pa		1 h 3600 s	
	1 mm Hg	133,3 Pa		1 día 86400 s	
	1 psi	6,895 kPa			
	1 bar	100 kPa			
<b>Temperatura</b>				1 cal	4,184 J
				1 eV	1,60218x10 <sup>-19</sup> J
					96485 kJ·mol <sup>-1</sup>
				1 C·V	1 J
				1 kWh	3,60x10 <sup>3</sup> KJ
				1 atmL	101325 J

UdeSantiago