



GUÍA DE ACTIVIDADES Y PROBLEMAS

Química General

UADE

Departamento de Biotecnología,
Alimentos, Agro y Ambiental

Faculta de Ingeniería y
Ciencias Exactas

Guía de Problemas 1 - Conceptos introductorios

Sección A: Cuestionario

1.- ¿Cuál es el prefijo y la notación exponencial que representa cada una de las siguientes abreviaturas?

Símbolo	p	n	μ	m	c	d	k	M
Prefijo								
Notación								

Sección B: Problemas

- Expresar la equivalencia de 16,0 μg en: a) kg; b) Mg; c) ng; d) mg
- Expresar la equivalencia de 123 μL en: a) mL; b) L; c) cm^3 ; d) dm^3
- Expresar la equivalencia de 44,0 $^{\circ}\text{C}$ en a) $^{\circ}\text{F}$; b) K. Y expresar la equivalencia de 376 K en: c) $^{\circ}\text{C}$
- Expresar la equivalencia de 3,40 cm en: a) μm ; b) dm; c) m; d) nm
- Calcular:
 - ¿Cuántos centímetros cúbicos hay en un metro cúbico?
 - ¿Cuántos litros hay en un metro cúbico?
 - ¿Cuántos centímetros cúbicos hay en un litro?
- Los puntos de fusión de los halógenos (F, Cl, Br y I) son respectivamente 57,0; 172; 266 y 387 K. Expresar todas esas temperaturas en $^{\circ}\text{C}$.
- Una muestra de 385 mL de mercurio líquido tiene una masa de 5,23 kg. ¿Cuál es la densidad del mercurio líquido en gramos por mililitro?
- El etilenglicol, un anticoagulante líquido y tiene una densidad de 1,11 g/mL a 20,0 $^{\circ}\text{C}$.
 - ¿Cuál es la masa en gramos de 452 mL de etilenglicol?
 - ¿Cuál es la masa en kilogramos de 18,6 L de etilenglicol?
 - ¿Cuál es el volumen en mililitros ocupado por 65,0 g de etilenglicol?
- Los ácidos grasos se distribuyen espontáneamente sobre el agua para formar una película monomolecular (película cuyo espesor es de una sola molécula). Se vierte una solución que contiene 0,100 mm^3 de ácido esteárico en una bandeja llena de agua. El ácido insoluble se distribuye para formar una película continua con un área de 400 cm^2 . ¿Cuál es el espesor promedio de la película en angstroms? (1 Angstrom = $1 \cdot 10^{-10}$ m)

- En una fábrica de productos cárnicos se elaboran 2,50 Toneladas (1 Ton = 1000 kg) por día de hamburguesas *premium* y 4,50 Tons por día de medallones de carne. La diferencia entre las dos formulaciones es que las hamburguesas tipo *premium* contienen un 19,5% de grasa total, mientras que los medallones de carne contienen un 22,5% de grasa total. El aporte de grasa en ambas formulaciones se realiza mediante la grasa que posee la carne (depende del corte bovino utilizado) y de grasa bovina adicionada. Si para la producción la fábrica utiliza un corte de carne bovino con un promedio de 10,0% de grasa (Denominado también 90:10), estimar la cantidad del corte de carne necesaria para la producción de hamburguesas *premium* y medallones de un mes de producción (1 mes de producción = 20 días). El porcentaje del corte de carne (90:10) que se debe utilizar para la formulación de las hamburguesas *premium* es de 70,0%, mientras que el de los medallones de carne es de 65,0%.

Guía de Problemas 1 – Sistemas Materiales

Sección C: Cuestionario

1. Clasifique las siguientes propiedades en: extensivas (E) o intensivas (I).

Propiedad	E	I
a) Área		
b) Índice de refracción		
c) Peso		
d) Temperatura		
e) Volumen		

2. Clasifique los siguientes sistemas materiales.

- a) Pastel de frutas.
- b) Bronce.
- c) Diamante.
- d) Kerosene.
- e) Moneda de oro puro.
- f) Sulfato de magnesio.

3. Clasifique los siguientes sistemas materiales. Identifique fases y componentes.

- a) Carbón – hielo – solución de cloruro de sodio.
- b) Agua – nitrógeno – oxígeno.
- c) Solución saturada de sulfato de bario – 2 trozos de azufre.

4. Indique si puede existir un sistema heterogéneo formado por una misma sustancia. Justifique su respuesta.

5. Proponga ejemplos de sistema heterogéneos compuestos por:

- a) Dos fases líquidas y dos sólidas.
- b) Una fase sólida, una líquida y una gaseosa.
- c) Una fase sólida, dos líquidas y una gaseosa

6. Tomando en cuenta su composición explique la diferencia fundamental entre un sistema homogéneo formado por agua (l) y una solución acuosa de sulfato de sodio.

7. Clasifique los siguientes sistemas homogéneos según se trate de soluciones (S) o de sustancias puras (P).

	S	P
a) Agua potable.		
b) Aire filtrado y seco.		
c) Alcohol común.		
d) Benceno.		
e) Carbonato de sodio.		
f) Hierro.		
g) Nafta común.		
h) Nitrato de potasio.		

8. Se tiene azúcar y sal común totalmente disueltos en agua a 25,0 °C. Señale solamente las afirmaciones correctas y justifique su respuesta en todos los casos

- a) El sistema está constituido por más de una sustancia.
- b) El sistema presenta una sola fase, a cualquier temperatura.
- c) El índice de refracción es el mismo en todas las porciones del sistema.

9. Clasifique las siguientes transformaciones en: físicas (F) o químicas (Q).

- a) Combustión de nafta.
- b) Conversión de vino en vinagre.
- c) Corte de diamante.
- d) Fusión de hielo.

10. Se enciende un fósforo y se sostiene bajo una pieza fría de metal. Discrimine las siguientes proposiciones entre transformaciones físicas (F) o químicas (Q) cuando se aplican a la afirmación anterior.

- a) El fósforo arde.
- b) El metal se calienta.
- c) Condensa agua sobre el metal.
- d) Se deposita hollín sobre el metal.

11. Clasifique las siguientes propiedades en físicas (F) o químicas (Q):

- a) Punto de fusión.
- b) Densidad.
- c) Estado de agregación.
- d) Inflamabilidad.
- e) Reactividad con agua.
- f) Descomposición por calentamiento.

12. Las siguientes afirmaciones hacen referencia a un sistema formado por tres trozos de hielo flotando en una solución acuosa de sulfato de potasio. Señale solamente las correctas y justifique su respuesta.

- a) El sistema es homogéneo.
- b) El sistema presenta tres fases sólidas y una líquida.
- c) El sistema tiene dos componentes.
- d) El sistema tiene tres componentes.
- e) Los componentes del sistema se pueden separar por filtración.

13. Establezca si puede existir un sistema homogéneo que no sea fraccionable. Proponga ejemplos.

14. Señale si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- a) Un sistema de dos componentes líquidos debe ser homogéneo.
- b) Un sistema de dos componentes gaseosos debe ser homogéneo.
- c) Un sistema de varios componentes distintos debe ser heterogéneo.
- d) Si se calienta una determinada cantidad de un gas aumenta su volumen y, en consecuencia, aumenta su masa.
- e) Los sistemas coloidales son homogéneos.
- f) Las propiedades intensivas de los sistemas homogéneos fraccionables dependen de su composición.
- g) Ningún sistema homogéneo no fraccionable puede descomponerse en uno más simple.

15. Sugiera formas de separar:

- a) Agua y azufre en polvo (el azufre no es soluble en agua).
- b) Solución acuosa de cloruro de calcio.
- c) Arena y limaduras de hierro.

16. Ud. recibe una muestra de un líquido homogéneo; indique:

- a) ¿Cómo determina si se trata de una sustancia pura o de una solución?
- b) ¿Qué evidencia toma en consideración para llegar a la conclusión que se solicita?

Sección D: Problemas

1. Una muestra de cemento contiene 90,0 g de óxido de calcio; 25,4 g de dióxido de silicio; 5,00 g de óxido de magnesio y 4,60 g de otros óxidos. Calcule la composición centesimal del cemento.
2. Admitiendo que el bronce es una aleación de cobre y de estaño solamente calcule la masa de estaño que, junto a 1,95 kg de cobre, produce un bronce con 65,0 % de cobre.
3. Una muestra de un compuesto sintetizado y purificado en laboratorio contiene 25,0 g de hafnio y 31,5 g de telurio. En una formación natural se encuentra el mismo compuesto. Calcule las masas de hafnio y de telurio contenidas en 0,247 g del compuesto natural.
4. Para la confección de monedas se emplea una aleación con 25,0 % de níquel, siendo el resto cobre. Calcule las masas de estos metales en una moneda de 5,00 g.
5. El bronce de campana es una aleación formada por 78,0 % de cobre y el resto estaño. Una fundición proyecta producir 850 toneladas anuales de aleación, con estaño procedente de un mineral cuyo contenido de metal es de 26,0 %. ¿Cuántas toneladas anuales de mineral se requieren?
6. La leche está constituida básicamente por agua, proteína, grasa y lactosa, además de pequeñas cantidades de sales inorgánicas y vitaminas A y D. Si el contenido de calcio promedio en una leche entera es de 135 mg/g y la misma tiene una densidad a 20,0 °C de 1,03 g/cm³.
 - a) ¿cuántos ml de leche deberían consumirse diariamente para cubrir la Dosis Diaria Recomendada que es de 800 mg de calcio?
 - b) Indique si se trata de un sistema homogéneo o heterogéneo.
 - c) Mencione por lo menos 3 operaciones que se pueden utilizar para separar un sistema como el anterior.
7. El volumen total de agua en el mar es de $1,50 \cdot 10^{21}$ litros. Suponga que el agua salada contiene 3,10 % de cloruro de sodio en masa y que su densidad es de 1,03 g/mL. Calcule la masa total de cloruro de sodio en kilogramos y toneladas

Guía N° 2 – Estructura de la materia

Sección A: Cuestionario

- De las siguientes afirmaciones señale la que no es consistente con la teoría atómica propuesta por J. Dalton.
 - El nitrógeno está formado por partículas pequeñas e indestructibles.
 - Los átomos de hidrógeno son diferentes de los de nitrógeno.
 - El agua contiene átomos de clases diferentes, en proporción fija.
 - Los átomos contienen partículas con carga positiva, negativa y sin carga.
 - La combinación entre hidrógeno y cloro no involucra cambios en la identidad de los átomos.
- De los siguientes postulados, contenidos en el modelo atómico de J. Dalton, especifique el que no se corresponde con comprobaciones posteriores.
 - En una reacción química la materia no se crea ni destruye.
 - Cuando los átomos de elementos diferentes se combinan para formar un compuesto lo hacen en relación de números enteros generalmente pequeños.
 - La materia está constituida por partículas pequeñas, denominadas átomos.
 - Todos los átomos del mismo elemento son iguales.
 - Los átomos de elementos diferentes tienen masas diferentes.
- De las siguientes evidencias marque exclusivamente la que se corresponde con el modelo atómico de J. Dalton.
 - Reagrupamiento de los átomos en una combinación química.
 - Pérdida de masa en las reacciones químicas.
 - Conversión de átomos de un elemento en átomos de otro elemento.
 - Existencia de isótopos.
 - Existencia de partículas subatómicas.
- La propiedad del núcleo de un átomo de un elemento que lo hace único es el número...
 - de masa.
 - de partículas sin carga.
 - atómico.
 - de cargas negativas.
- La adición de un protón al núcleo de un átomo incrementa su masa atómica...
 - en una unidad sin alterar el número atómico.
 - lo convierte en un isótopo del mismo elemento.
 - no altera ni el número atómico ni la masa atómica.
 - incrementa su masa atómica en una unidad sin alterar la masa atómica.
 - lo convierte en un átomo de un elemento diferente.
- Es correcto o incorrecto afirmar que un mol de moléculas de C_2H_6 tiene:
 - masa de 30,0 g.
 - tantas moléculas como indica el número de Avogadro.
 - ocho átomos.
 - el mismo número de moléculas que 30,0 g de NO.
- Es correcto o incorrecto afirmar que un mol de moléculas de C_2H_4 tiene...
 - masa de 28,0 g.
 - seis átomos.
 - tantas moléculas como indica el número de Avogadro.
 - el mismo número de moléculas que 28,0 g de CO.
- Establezca:
 - átomos de sodio presentes en $1,98 \cdot 10^{13}$ u. (unidades de masa atómica).
 - masa de oxígeno que contiene el mismo n° de átomos que 14,01 g de nitrógeno.
 - masa de hidrógeno que contiene el mismo n° de átomos que 2,00 g de helio.
 - si la masa correspondiente a 1,50 moles de átomos de cloro es mayor, menor o igual a la de 4,00 moles de átomos de nitrógeno.
- En función de los siguientes compuestos ($Na_2S_2O_7$, $Na_2S_2O_3$, Na_2SO_4 , Na_2SO_3 , Na_2S), indique el:
 - de mayor masa molecular relativa.
 - que contiene $1,81 \cdot 10^{24}$ átomos por mol molécula.
 - que 31,5 g equivalen a 0,250 moles.
 - que contiene menor tanto por ciento de azufre.

10. Complete el cuadro que sigue; considere solamente estado fundamental. Dentro del cuadro identifique **a)** isótopos; **b)** isobaros y **c)** isótonos.

	${}^9_4\text{Be}$	${}^{39}_{19}$	${}^{40}_{18}$	${}^{12}_6$	${}^{40}_{19}$	Ar	${}^{37}_{17}\text{Cl}$	${}^{35}_{17}\text{Cl}$
Número atómico	4		18		19		17	17
N° protones	4	19					17	
N° neutrones	5							
N° electrones	4	20	22		21	20		
Número másico	9							35

11. Complete el cuadro que sigue

Especie iónica		Eu^{3+}			${}^{120}_{50}\text{Sn}^{4+}$
Z				16	
n° protones	35				
n° neutrones	44	90	56		
n° electrones (total)	36		39	18	
n° electrones (no apareados)					
A			98	32	

12. De las especies iónicas que se proponen la única que contiene 18 electrones, 15 protones y 16 neutrones es:

a)	S	<input type="checkbox"/>
b)	S ²⁻	<input type="checkbox"/>
c)	Ar	<input type="checkbox"/>
d)	P ³⁻	<input type="checkbox"/>
e)	P ³⁺	<input type="checkbox"/>

13. El valor que corresponde al mayor número de átomos de hierro es:

- a) 6,70 g
- b) 0,11 moles de átomos
- c) $7,83 \cdot 10^{22}$ átomos

14. El valor que involucra el mayor número de átomos de Ne es:

- a) 40,0 g
- b) 1,00 mol
- c) $12,0 \cdot 10^{23}$ átomos
- d) $1,00 \cdot 10^{15}$ átomos
- e) $2,00 \cdot 10^5$ g

15. Ordene en forma creciente de número de átomos

a) 2,50 mol de CH ₄	
b) 10,0 mol de He	
c) 4,00 mol de SO ₂	
d) 1,80 mol de S ₈	
e) 3,00 mol de NH ₃	

16. El contenido de 1,00 mol de moléculas del compuesto que responde a la fórmula SOBr₂ involucra:

- a) 208 g.
- b) $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas.
- c) $1,20 \cdot 10^{24}$ átomos de bromo.
- d) $1,25 \cdot 10^{26}$ veces la unidad de masa atómica.
- e) 4,00 moles de átomos.

17. Ordene en forma creciente:

	a) Según su masa	b) Según el número de moles
1,06 mol de SF ₄		
117 g de CH ₄		
$8,7 \cdot 10^{23}$ moléculas de Cl ₂ O ₇		

$4,7 \cdot 10^{23}$ átomos de Ar		
----------------------------------	--	--

Sección B: Problemas

- Calcule la masa de la unidad de masa atómica.
- Calcule el número de átomos de sodio que hay en $1,98 \cdot 10^{13}$ u.
- Calcule la masa que corresponde a $8,00 \cdot 10^{23}$ átomos de hierro.
- Calcule la masa de oxígeno que contiene el mismo número de átomos que 5,60 g de nitrógeno.
- Calcular la masa molar de un compuesto si 0,372 moles de él tienen una masa de 152 g.
- La densidad del agua es 1,00 g/ml a 4,00 °C. ¿Cuántas moléculas de agua están presentes en 2,56 mL de agua a dicha temperatura?
- Calcular la masa molar de cada una de las siguientes sustancias:
 - Li₂CO₃
 - CS₂
 - CHCl₃ (cloroformo)
 - C₆H₈O₆ (ácido ascórbico, vitamina C)
 - KNO₃
 - Mg₃N₂
- En las siguientes opciones indique solamente las que corresponden a un contenido de ocho átomos
 - una molécula de C₂H₆
 - un mol de moléculas de C₂H₆
 - 30,07 g de C₂H₆
 - $5,00 \cdot 10^{-23}$ g de C₂H₆
- Sabiendo que la masa atómica relativa del carbono natural es 12,0107 y que sus isótopos son los de A = 12 y A = 13 (13,003 355 u), calcule la composición porcentual isotópica del carbono natural. ¿Qué comentarios puede formular sobre el resultado?
- Sabiendo que el silicio natural está integrado por un 92,2 % de isótopo 28 (27,976 927 u), 4,67% de isótopo 29 (28,976 495 u) y 3,10% de isótopo 30 (29,973 770 u) calcule la masa atómica relativa.
- El metano (CH₄) es el constituyente principal del gas natural. Calcule:
 - masa de una molécula de metano.
 - número de moléculas en 1,00 dm³ de metano ($\delta = 0,720$ g/L).

12. Se ha determinado que la molécula del fósforo natural es tetraatómica (P₄). Calcule para una masa de 92,9 g de fósforo:
- número de moles de moléculas.
 - número de moléculas.
 - número de átomos.
 - número de unidades de masa atómica.
13. Para 50,0 g de ácido sulfúrico (H₂SO₄) calcule:
- número de moles de moléculas
 - número de moles de átomos de cada elemento.
 - número de moléculas
 - número de átomos de cada elemento
14. La tiroxina (C₁₅H₁₁O₄Nl₄) es una hormona segregada por la tiroides (también denominada T₄). Calcule la masa de yodo contenida en 5,00g de esta hormona.
15. ¿Cuál es la composición centesimal en gramos de la glucosa (C₆H₁₂O₆)?
16. ¿Cuál es la composición centesimal en gramos de la sacarosa (C₁₂H₂₂O₁₁)?
17. 17.- Una taza de café contiene en promedio 125 mg de cafeína (C₈H₁₀N₄O₂). Calcular:
- ¿Cuántos moles de cafeína hay en una taza de café?
 - ¿Cuántas moléculas de cafeína?
18. Calcular la composición centesimal para el siguiente sistema: Una sustancia compuesta formada por C, H y O, de la que se sabe que 0,600 g de muestra contienen 0,240 g de C y 0,100 g de H.
19. La punta de los lápices están compuestas casi en su totalidad por carbono en forma de grafito, la masa de una "coma" escrita en lápiz es de aproximadamente 0,100 mg ¿Cuántos átomos de carbono hay en una "coma"? ¿Cuántos moles de átomos representan esta cantidad de átomos?
20. El valor que involucra mayor masa es...
- 2,00 moles de átomos de Ag
 - 279 g de Fe
 - 6,02.10²⁴ átomos de Na
 - 4,00 moles de moléculas de SO₂
 - 90,0 dm³ de CO gaseoso en condiciones normales de presión y temperatura.

Respuestas

Sección A: Cuestionario

- d
- d
- a
- c
- e
- c
- b
- a) 8.61.10¹¹; b) 15,9 g; c) 0,504 g; d) Menor
- a) Na₂S₂O₇; b) Na₂S; c) Na₂SO₃; d) Na₂SO₄; e) Na₂S₂O₇
- d
- c
- e
- e

Sección B: Problemas

- 1,66.10⁻²⁴ g
- 8,61.10¹¹ átomos
- 74,2 g
- 6,40 g
- 409 g/mol
- 8,56.10²² moléculas
- 73,9 g/mol; 76,1 g/mol; 119 g/mol; 176 g/mol; 101 g/mol; 101 g/mol
- a y d
- 12C = 98,9% y 13C = 1,07%
- 28,1
- 2,66.10⁻²³ g; 2,70.10²² moléculas
- 0,750 moles; 4,52.10²³ moléculas; 1,81.10²⁴ átomos; 5,60.10²⁵ u.
- 0,510 moles de moléculas; 0,510 moles de átomos de S; 1,02 moles de átomos de H; 2,04 moles de átomos de O; 3,07.10²³ moléculas; 3,07.10²³ átomos de S; 6,14.10²³ átomos de H; 1,23.10²⁴ átomos de O
- 3,27 g
- C: 40,0%; H: 6,66%; O: 53,3%
- C: 42,0%; H: 6,40%; O: 51,5%
- 6,44.10⁻⁴ moles de cafeína; 3,88.10²⁰ moléculas de cafeína
- C: 40,0%; H: 16,7%; O: 43,3%
- 8,33.10⁻⁶ moles de átomos de C y 5,02.10¹⁸ átomos de C
- B

Modelos Atómicos

Sección A: Cuestionario

- 1) Discuta si en las transiciones que se proponen el electrón gana (G) o pierde (P) energía.

	Gana	Pierde
a) Desde $n = 3$ hasta $n = 6$.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
b) Desde una órbita de radio = 0,477 nm hasta una órbita de radio = 0,212 nm	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
c) Ionización a partir del estado fundamental	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>

- 2) Indique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas.

	V	F
a) Los electrones comienzan a llenar el cuarto nivel de energía tan pronto está lleno el tercero.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
b) Los átomos de los metales ganan electrones para conformar iones con la configuración de un gas monoatómico.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
c) La pérdida de electrones siempre da como resultado la formación de cationes.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
d) Un anión contiene menos protones que el átomo correspondiente.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
e) La masa de un átomo es mayor que la del ion correspondiente.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
f) La masa de un ion -3 es mayor que la del átomo del cual procede.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
g) La masa de un mol de hidrógeno es mayor que la de un mol de helio.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
h) Solamente un electrón puede tener como números cuánticos: $n = 4$; $l = 3$ y $m = -2$.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>

	V	F
i) El orbital atómico al cual corresponden los números cuánticos $n = 3$, $l = 2$ y $m = 0$ es el 3d.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
j) La masa de un mol de H_2O es la masa de una molécula de agua.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
k) Un mol de cloruro de sodio contiene un número de átomos igual a N_A (número de Avogadro).	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
l) Una razón que justifica la escasa reactividad del He es su elevada energía de ionización.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>

Sección B: Problemas

- 1) Si el número cuántico principal de un electrón es 4 ¿Cuáles valores pueden tomar los demás números cuánticos?
- 2) Aporte los valores de los números cuánticos (n , l , m) correspondientes a cada electrón:

	2p	3d	4f
n			
l			
m			

- 3) Determine si las siguientes notaciones son correctas para electrones externos de átomos no excitados.

	Correcta	Incorrecta
[He] $2s^2 2p^2$	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
[Ne] $3s^1 3p^2$	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
[Ar] $4s^2 3d^5 4p^3$	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
[Kr] $5s^2 3f^5$	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>

- 4) Para los elementos cuyas configuraciones electrónicas en estado fundamental son las que se detallan más abajo indique exclusivamente en función de estas descripciones:

	Grupo y período de la Tabla a que pertenecen.	Número de electrones externos del elemento correspondiente
1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶		
1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ³		
1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4p ²		

- 5) En función de la configuración electrónica correspondiente al elemento de $Z = 53$ sería correcto o incorrecto afirmar que:
- Presenta sólo 5 electrones en su nivel de mayor número cuántico principal.
 - Su electronegatividad es mayor que la del de $Z = 11$.
 - Su energía de primera ionización es menor que la del de $Z = 52$.
 - Su radio atómico es menor que el del de $Z = 36$.
- 6) En función de la configuración electrónica sería correcto o incorrecto afirmar que los elementos de $Z = 7, 9, 12$ y 18 :

	Correcta	Incorrecta
a) Pertenecen todos al mismo período.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
b) Pertenecen todos al mismo grupo.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>

	Correcta	Incorrecta
c) Son todos no metales.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
d) Son todos representativos	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
e) Tienen radios atómicos crecientes	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>

- 7) Complete el siguiente cuadro:

Z	Configuración electrónica (discrimine interna y externa)	Período	Grupo	Representativo (R) o Transición (T)
15				
	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶			
		4	2	
	[Ar] 4s ² 3d ⁶			
30				

- 8) ¿Cuál de las siguientes especies no es isoelectrónica con las demás?
- F⁻
 - Ne
 - Na⁺
 - Ca²⁺
 - Al³⁺
- 9) En función de la posición que ocupan en la Tabla Periódica indique, para el átomo de cada uno de los elementos que se mencionan, el número de electrones externos involucrados en la formación de compuestos:

B		Na		S	
Cl		P		Sr	

- 10) Aporte los valores de los cuatro números cuánticos correspondientes al último electrón externo del átomo de cada uno de los siguientes elementos.

	Carbono (Z: 6)	Galio (Z: 31)	Hierro (Z: 26)
n			
l			
m			
s			

11) Describa la configuración electrónica de cada uno de los siguientes átomos e iones.

- a) Ca
- b) Co
- c) H⁻
- d) S⁻²
- e) Ce
- f) I
- g) Na⁺
- h) Zn²⁺

12) Decir cuáles son las notaciones de los electrones cuyos números cuánticos son:

	n	l	m	s
a)	2	1	1	1/2
b)	4	2	-2	-1/2
c)	4	3	0	-1/2
d)	6	0	0	1/2
e)	5	2	-1	1/2

13) Describir cuáles son los 4 números cuánticos de los siguientes electrones: a) 5s¹ b) 4p⁵ c) 3d⁹ d) 4f³

14) ¿Cuál de las siguientes especies es paramagnética? Zn, Zn²⁺, Mn²⁺, Cl⁻, Cu²⁺ y Cu⁺.

RESPUESTAS

Sección A: Cuestionario.

1. a) G; b) P; c) G

2. a) F; b) F; c) V; d) F; e) F; f) V; g) F; h) F; i) F; j) F; k) V; l) V

Sección B: Problemas.

2.

	2p	3d	4f
n	2	3	4
l	1	2	3
m	-1, 0, +1	-2, -1, 0, +1, +2	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3

8. Ca²⁺

12. 2p³, 4d⁶, 4f¹¹, 6s¹, 5d²

13.

a) n=5, l=0, m=0, s=+1/2;

b) n=4, l=1, m=0, s= -1/2;

c) n=3, l=2, m=1, s= -1/2

d) n=4, l=3, m= -1, s=+1/2

Guía de Problemas N°3 - Clasificación Periódica

Sección A: Cuestionario

- 1) Definir el concepto de período dentro de la clasificación periódica. Definir grupo. Indicar cuál es la ubicación del elemento hidrógeno.
- 2) Defina radio atómico y radio iónico. Energía de ionización, afinidad electrónica, electronegatividad y carácter metálico.
- 3) Defina carga nuclear neta, carga nuclear efectiva y efecto pantalla.
- 4) ¿Qué son las llamadas analogías horizontales dentro de la clasificación periódica y a que se deben? ¿Qué son los elementos de transición? ¿Qué son los elementos representativos? De ejemplos de ellos.
- 5) ¿Cómo varía el radio atómico a lo largo de un grupo de la clasificación periódica? ¿Cómo varía el radio atómico a lo largo de un período de la clasificación periódica? ¿Cómo varía el radio iónico en ambas condiciones antes mencionadas, para átomos vecinos?
- 6) En un mismo grupo: ¿Dónde encontrará átomos con mayor potencial de ionización y porque sucede esto? ¿Cómo varía el potencial de ionización dentro de un período de la clasificación periódica?

Sección B: Problemas

- 7) Explicar porque el radio atómico del azufre es menor que el del potasio, siendo sus cargas nucleares netas 16+ y 19+, respectivamente.
- 8) Ordenar de menor a mayor de acuerdo al radio (atómico y/o iónico):
 - a) F Cl Cl-
 - b) Ca Ar K
 - c) Na+ Na He
 - d) Ca²⁺ K+ Cl
 - e) Kr Ar Ne
 - f) Li+ Mg Li He
- 9) Cómo esperaría que sea la variación de la electronegatividad, dentro de la clasificación periódica:
 - a) A lo largo de un grupo.
 - b) A lo largo de un período.
 - c) En la tabla periódica en general.

- 10) Ordene de acuerdo a mayor electronegatividad a los siguientes elementos:
 - a) N P As
 - b) C Be Li B
 - c) Br F I
 - d) Cl Rb K
 - e) Na S Ca F
- 11) Determine si las siguientes notaciones son correctas para electrones externos de átomos no excitados.
 - a) [He] 2s² 2p²
 - b) [Ne] 3s¹ 3p²
 - c) [Ar] 4s² 3d⁵ 4p³
 - d) [Kr] 5s² 3f⁵
- 12) Para los elementos cuyas configuraciones electrónicas en estado fundamental son las que se detallan indique exclusivamente en función de estas descripciones:

	grupo y período de la Tabla a que pertenecen	número de electrones externos del elemento correspondiente
1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶		
1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ³		
1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4p ²		

- 13) En función de la configuración electrónica es correcto afirmar que los elementos de Z = 7, 9, 12 y 18.
 - a) Pertenecen todos al mismo período.
 - b) Pertenecen todos al mismo grupo.
 - c) Son todos no metales.
 - d) Son todos representativos.
 - e) Tienen radios atómicos crecientes.

14) En función de la posición que ocupan en la Tabla Periódica indique, para el átomo de cada uno de los elementos que se mencionan, el número de electrones externos involucrados en la formación de compuestos:

- a) B
- b) Cl
- c) Na
- d) P
- e) S
- f) Sr

RESPUESTAS

Sección B: Problemas.

2.

- a) $F < Cl < Cl^-$
- b) $Ar < Ca < K$
- c) $He < Na^+ < Na$
- d) $Ca^{2+} < K^+ < Cl$
- e) $Ne < Ar < Kr$
- f) $Li^+ < He < Li < Mg$

4.

- a) $As < P < N$
- b) $Li < Be < B < C$
- c) $I < Br < F$
- d) $Rb < K < Cl$
- e) $Na < Ca < S < F$

Guía de Problemas 4 – Enlace Químico

Sección A: Cuestionario

- 1) Enuncie la regla del octeto y mencione los pasos necesarios para la construcción de las estructuras de Lewis.
- 2) Una mejora de las estructuras de Lewis: ¿Qué es un híbrido de resonancia?
- 3) Defina energía de disociación de un enlace y como relacionó Linus Pauling a esta con la diferencia de electronegatividades. Defina enlace iónico, enlace covalente y polaridad de enlace.
- 4) ¿Qué es un ciclo de Born-Haber? Describa un ejemplo.
- 5) Mencione las diferentes interacciones que se pueden presentar entre las moléculas (interacciones intermoleculares: dipolo-dipolo, puente de hidrógeno, etc) y ordene las mismas desde las más débiles a las más fuertes.
- 6) Teoría de Enlace de Valencia (EV): Describa los orbitales híbridos sp^3 , sp^2 y sp y de ejemplo de cada uno de ellos.

Sección B: Problemas.

- 1) Detalle el ión simple que forma cada una de los siguientes elementos con mayor frecuencia:
 - a) Al
 - b) Ba
 - c) O
 - d) Rb
2. En la siguiente lista señale exclusivamente las sustancias que no satisfacen la regla del octeto:
 - a) $AlCl_3$
 - b) NO_2
 - c) SO_3
 - d) ClO_2
 - e) PF_5
 - f) SiC
3. Esquematice la estructura de Lewis correspondiente a cada una de las siguientes especies químicas:
 - a) CO
 - b) $OPCl_3$
 - c) CO_2
 - d) PBr_3
 - e) OF_2
 - f) SF_4
 - g) O_2NF

4. De las siguientes especies químicas marque la(s) que puede(n) representarse como híbridos de resonancia; explique mediante estructuras de Lewis.
 - a) CO_3^{2-}
 - b) H_2O
 - c) O_3
 - d) SnO_2
 - e) SO_3^{2-}
5. Calcule la energía de disociación (kJ/mol) para el $F_2(g)$, empleando el ciclo de Born-Haber. Datos: Calor de sublimación del K: 89,2 kJ/mol. Interacciones electrostáticas en el KF: -821 kJ/mol. Energía de afinidad electrónica para el F: -328 kJ/mol. Energía de ionización para el K: 418,8 kJ/mol. Energía neta de la reacción entre K(s) y $F_2(g)$ = -562 kJ/mol.
6. Ordene los siguientes enlaces covalentes en orden creciente de polaridad:
 - a) Be – F
 - b) C – S
 - c) N – O
7. Los elementos X, Y y Z, se encuentran en el mismo período y sus átomos poseen 2, 6 y 7 electrones de valencia respectivamente. Escriba la fórmula más probable para los compuestos formados entre (X y Z) y entre (Y y Z) ¿Serán uniones covalentes o iónicas?
8. Explicar porque la molécula BCl_3 es plana triangular, BeF_2 es lineal y NH_4^+ es tetraédrica.
9. En la mayor parte de las moléculas tetraatómicas todos los átomos se encuentran sobre un mismo plano y el ángulo entre cada uno de los enlaces es del orden de los 120° . En la de amoníaco este ángulo es de 107° y en la de trifluoruro de nitrógeno de 102° ; en ninguna de ellas los átomos se encuentran todos en un mismo plano. Justifique estas características.
10. En la siguiente lista señale exclusivamente las sustancias cuyas moléculas son polares. Justifique su respuesta.
 - a) CH_4
 - b) H_2S
 - c) SCl_4
 - d) $SnCl_2$
11. De las siguientes sustancias señale solamente las que presentan enlaces de puente hidrógeno:
 - a) CH_3OH
 - b) CH_4
 - c) HBr

- d) H_2SO_4
- e) NaCl
- f) NH_3
- g) PCl_5

12. En los siguientes casos mencione la fuerza de atracción intermolecular principal que actúa:

- a) H_2O (l) b) PCl_3 (l) c) Xe (l)

13. Para cada una de las especies químicas que se proponen

- a) prediga la estructura espacial.
- b) para el elemento central mencione: tipo de hibridización que experimenta, orbitales de enlace que intervienen y si presenta pares de electrones libres.

	Estructura	Hibridación
HgCl_2		
IO_3^-		
NO		
SbF_5		
SH_2		

14. Mencionar cuáles serán las geometrías electrónicas y moleculares (Describir mediante Estructura de Lewis y Modelo RPCEV) de los siguientes compuestos covalentes. Indique cuáles de ellos serán moléculas polares y cuáles no polares y porqué. Identifique para cada uno de ellos el tipo de interacciones intermoleculares que van a presentar: SCl_2 , SF_6 , SiH_4 , CS_2 , HF , ICl_5 .

15. 15. Dados los elementos Al y Cl, mencionar qué tipo de enlace van a formar y describa la estructura de Lewis para ese compuesto.

Respuestas

Sección B: Problemas.

1. 1. a) Al^{3+} ; b) Ba^{2+} ; c) O_2^- ; d) Rb^+
2. 2. a) AlCl_3 : No cumple; b) NO_2 : No cumple; c) SO_3 : Cumple; d) ClO_2 : No cumple
e) PF_5 : No cumple; f) SiC : No cumple

Guía de Problemas 5 – Fórmulas y Nomenclatura

Sección A: Cuestionario

- Mencionar los números de oxidación principales del hidrógeno, oxígeno, calcio, cloro, sodio, flúor, potasio, bromo, magnesio, carbono, silicio, iodo.
- Sabiendo que la suma de todos los números de oxidación de los elementos en una molécula es cero, determine los números de oxidación de cada átomo en los siguientes compuestos:
 - Fluoruro de calcio: CaF_2
 - Nitrato de sodio: NaNO_3
 - Cloruro de magnesio: MgCl_2
 - Sulfato de calcio: CaSO_4
 - Fosfato de bario: $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$

Sección B: Problemas

- Escriba las fórmulas de los compuestos que se proponen:

Óxido de aluminio	Óxido hipobromoso	Ácido brómico	Ácido ortofosfórico
Óxido de litio	Óxido sulfuroso	Ácido nítrico	Ácido peryódico
Óxido de magnesio	Óxido yódico	Ácido nitroso	Ácido sulfhídrico
Hidróxido cúprico	Hidróxido de potasio	Bromuro de amonio	Nitrato mercúrico
Hidróxido de cromo (III)	Hidróxido estánnico	Carbonato férrico	Sulfato de cobre (II)
Hidróxido de estroncio	Hidróxido ferroso	Hipoyodito de bario	Sulfito de calcio
Ácido hipobromoso	Hidrógenosulfuro níqueloso	Carbonato de Hierro (III)	Sulfato antimonioso
Óxido de titanio (IV)	Hidróxido de plata	Óxido plúmbico	Borato de sodio
Ácido selénico	Hidróxido manganeso	Óxido sulfúrico	Bromuro férrico
Bromato de aluminio	Hipoclorito de calcio	Perclorato de bario	Yodito de sodio
Carbonato de litio	Cloruro de amonio	Silicato cobáltico	Yoduro mercúrico

- Complete las siguientes tablas:

- Compuestos binarios iónicos – metales con un solo número de oxidación.

Fórmula	Nombre	Fórmula	Nombre
KBr		Rb_2S	
	Cloruro de calcio	Ba_3N_2	
NaH			Óxido de estroncio

- Compuestos binarios iónicos: metales con más de un número de oxidación – Sistema de Stock

Fórmula	Nº oxidación del metal	Nombre	Fórmula	Nº oxidación del metal	Nombre
Cu_2O	+1		SnCl_2	+2	
CuF_2		Fluoruro de cobre (II)	SnCl_4		Cloruro de estaño (IV)

Fórmula	Nº oxidación del metal	Nombre	Fórmula	Nº oxidación del metal	Nombre
FeS		Sulfato de hierro (II)	PbO		Óxido de plomo (II)
Fe ₂ O ₃	+3		PbO ₂	+4	

c) Compuestos binarios iónicos: metales con más de un número de oxidación – Sistema Tradicional

Fórmula	Nº oxidación metal	Nombre	Fórmula	Nº oxidación metal	Nombre
CuCl			SnF ₂	+2	Fluoruro estannoso
CuCl ₂			SnF ₄	+4	Fluoruro estánnico
FeO			CuO		
FeBr ₃			Fe ₂ O ₃		

d) Compuestos binarios iónicos con iones poliatómico.

Fórmula	Nombre	Fórmula	Nombre
NH ₄ I		NH ₄ CN	
Ca(CN) ₂	Cianuro de calcio	Cu(OH) ₂	
NaOH		Fe(OH) ₃	Hidróxido de hierro (III)

e) Compuestos binarios moleculares – Sistema recomendado por IUPAC.

Fórmula	Nombre	Fórmula	Nombre
SO ₂		Cl ₂ O ₇	
SO ₃	Trióxido de azufre	CS ₂	
N ₂ O ₄		SF ₄	
As ₄ O ₆		SF ₆	Hexafluoruro de azufre

f) Ácidos binarios: H combinado con elementos grupo VIA o 16 (menos el O) y grupo VIIA o 17.

Fórmula	Nombre del compuesto	Nombre de la solución acuosa
HCl		
HF		Ácido fluor <u>hídrico</u> , HF (aq)
H ₂ S		
HCN	Cian <u>uro</u> de hidrógeno	

g) Ácidos ternarios: oxoácidos (H NM O) (oso, ico).

Fórmula	Nº oxidación no metal	Nombre	Fórmula	Nº oxidación no metal	Nombre
H ₂ SO ₃	+4		H ₂ SO ₄		
HNO ₂		Ácido nitro <u>so</u>	HNO ₃	+5	Ácido nítr <u>ico</u>
H ₂ SeO ₃			H ₂ SeO ₄	+6	
HBrO ₂	+3		HBrO ₃		

h) Ácidos ternarios: oxoácidos (H NM O) (hip-oso, oso, ico, per-ico).

Fórmula	Nº oxidación metal	Nombre	Fórmula	Nº oxidación metal	Nombre
HClO	+1		HClO ₃	+5	
HClO ₂	+3		HClO ₄	+7	

i) Sales de ácidos ternarios.

Fórmula	Nombre
(NH ₄) ₂ SO ₄	Sulfato de amonio
KNO ₃	
Ca(NO ₂) ₂	
LiClO ₄	

FePO ₄	
NaClO	

j) Hidrógenosales de ácidos ternarios.

Fórmula	Nombre	Fórmula	Nombre
NaHSO ₄	Hidrógeno sulfato de sodio	KH ₂ PO ₄	Dihidrógeno fosfato de potasio
NaHSO ₃		K ₂ HPO ₄	
NaHCO ₃		////////	////////////////////////////////////

4) Nombre el ácido de origen que da lugar a los siguientes aniones:

- ión nitrito: NO₂⁻
- ión nitrato: NO₃⁻
- ión fosfato: PO₄⁻
- ión clorato: ClO₃⁻
- ión perclorato: ClO₄⁻
- ión cianuro: CN⁻
- ión cloruro: Cl⁻
- ión carbonato: CO₃⁻²

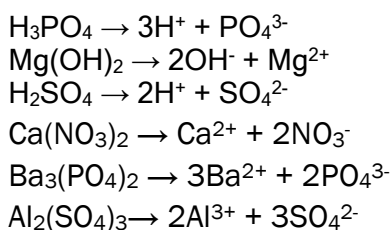
5) Disociación de ácidos, sales e hidróxidos. Escribir las ecuaciones de disociación de cada uno de los protones y oxhidrilos de las siguientes moléculas: H₃PO₄, Mg(OH)₂, H₂SO₄. Y la disociación de las siguientes sales: Ca(NO₃)₂, Ba₃(PO₄)₂, Al₂(SO₄)₃.

Respuestas

1)

Al ₂ O ₃	Br ₂ O	HBrO ₃	H ₃ PO ₄
Li ₂ O	SO ₂	HNO ₃	HIO ₄
MgO	I ₂ O ₅	HNO ₂	H ₂ S
Cu(OH) ₂	KOH	NH ₄ Br	Hg(NO ₃) ₂
Cr(OH) ₃	Sn(OH) ₄	Fe ₂ (CO ₃) ₃	CuSO ₄
Sr(OH) ₂	Fe(OH) ₂	Ba(IO) ₂	CaSO ₃
HBrO	Ni(HS) ₂	Fe ₂ (CO ₃) ₃	Sb ₂ (SO ₄) ₄
TiO ₂	Ag(OH)	PbO ₂	Na ₃ BO ₃
H ₂ SeO ₄	Mn(OH) ₂	SO ₃	FeBr ₃
Al(BrO ₃) ₃	Ca(ClO) ₂	Ba(ClO ₄) ₂	NaIO ₂
Li ₂ CO ₃	NH ₄ Cl	Co ₂ (SiO ₃) ₃	Hgl ₂

3)



Guía de Problemas 6 – Estequiometría

Sección A: Cuestionario

1. Defina y de ejemplos de porcentaje de pureza de reactivos, rendimiento de una reacción, reactivo limitante y reactivo en exceso.

Sección B: Problemas

1. Balancear las siguientes ecuaciones por método algebraico:
 - a) $\text{Fe} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{H}_2$
 - b) $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{N}_2\text{O}_5$
 - c) $\text{Br}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{KBr} + \text{KBrO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
 - d) $\text{KMnO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4$
 - e) $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 - f) pentacloruro de fósforo + agua \rightarrow ácido ortofosfórico + cloruro de hidrógeno
 - g) sulfato de aluminio + amoníaco + agua \rightarrow hidróxido de aluminio + sulfato de amonio
 - h) nitrato cobaltoso + hidrógenosulfuro de amonio + amoníaco \rightarrow sulfuro cobaltoso + nitrato de amonio
- 2) Disociación de ácidos, sales e hidróxidos. Escribir las ecuaciones de disociación de cada uno de los protones y oxhidrilos de las siguientes moléculas: H_3PO_4 , $\text{Mg}(\text{OH})_2$, H_2SO_4 y la disociación de las siguientes sales: $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.
- 3) Se ponen en contacto 1,60 g de flúor y 1,60 g de hidróxido de sodio, los que producen la reacción:
 $\text{F}_2(\text{g}) + \text{NaOH}(\text{aq}) \rightarrow \text{OF}_2(\text{g}) + \text{NaF}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
Calcule:
 - a) masa de fluoruro de sodio que se obtiene.
 - b) moles de difluoruro de oxígeno obtenidos
- 4) ¿Cuántos gramos de sulfuro de cromo (III) se formarán a partir de 0,928 g de óxido de cromo (III) de acuerdo con la ecuación?:
 $2 \text{Cr}_2\text{O}_3(\text{s}) + 3 \text{CS}_2(\text{l}) \rightarrow 2 \text{Cr}_2\text{S}_3(\text{s}) + 3 \text{CO}_2(\text{g})$
- 5) Se hacen reaccionar 15 g de carbonato de sodio con 35 g de ácido clorhídrico, para formar cloruro de sodio, dióxido de carbono y agua. ¿Qué reactivo está en exceso y en qué cantidad?
- 6) Hallar por el método algebraico los coeficientes estequiométricos de la siguiente ecuación:
 $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
Si se hacen reaccionar 3,5 kg de cobre con un kilo de ácido sulfúrico.
 - a) ¿Algunos de los reactivos está en exceso? En caso afirmativo, ¿Qué masa del mismo quedó sin reaccionar?
 - b) ¿Qué masa de agua se forma?
- 7) Hallar los coeficientes estequiométricos de la siguiente ecuación por el método algebraico.
 $\text{Ag}_2\text{S} + \text{NaOH} + \text{Al} \rightarrow \text{Na}_2\text{S} + \text{NaAlO}_2 + \text{Ag} + \text{H}_2\text{O}$
Si se hacen reaccionar 400 g de NaOH con 482,22 g de Ag_2S y 35 g de Al.
 - a) Si algún reactivo se encuentra en exceso indicar cuál es y que masa quedó sin reaccionar.
 - b) ¿Qué masa de Ag se formará?
- 8) Dada la siguiente ecuación de formación del sulfato de aluminio:
 $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$
Calcule:
 - a) La masa de ácido necesaria para obtener 5 moles de sulfato de aluminio.
 - b) La masa del hidróxido de aluminio al 95% de pureza necesaria para obtener esos 5 moles de sulfato de aluminio.
 - c) La masa de agua que se formará cuando se obtengan esos 5 moles de sulfato de aluminio.
 - d) si la reacción tuviera un rendimiento del 87%, qué masa de sulfato de aluminio que se formaría.
 - e) Si la reacción transcurre según d), que masa de cada reactivo habrá que emplear para obtener 5 moles de sulfato de aluminio. Considere la pureza del hidróxido de aluminio como 95%.
 - f) A nivel industrial si se hacen reaccionar 1,7 toneladas de H_2SO_4 con 1 tonelada de $\text{Al}(\text{OH})_3$ (95%). ¿Cuál será el reactivo limitante? Que masa de sulfato de aluminio se obtiene si el rendimiento del proceso es del 93,2%.

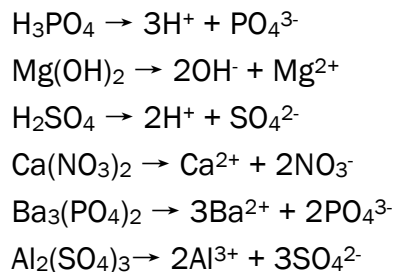
- 9) Una muestra de 10,50 g de una mezcla de carbonato de calcio y de sulfato de calcio se calienta para producir la reacción:
 $\text{CaCO}_3 (\text{s}) \rightarrow \text{CaO} (\text{s}) + \text{CO}_2 (\text{g})$
 La masa de gas obtenido es de 0,080 moles.
 Calcule el porcentaje de carbonato de calcio en la mezcla original.
- 10) Considere la reacción entre 4,070 kmoles de monóxido de carbono y 1,20 kg de óxido férrico:
 $\text{Fe}_2\text{O}_3 (\text{s}) + \text{CO} (\text{g}) \rightarrow \text{Fe} (\text{s}) + \text{CO}_2 (\text{g})$
 Calcule el rendimiento porcentual de la reacción sabiendo que se obtienen 612 g de hierro.
- 11) Se ponen en contacto 3,50 g de sodamina y 3,50 g de nitrato de sodio los cuales producen la reacción:
 $\text{NaNH}_2 (\text{s}) + \text{NaNO}_3 (\text{s}) \rightarrow \text{NaN}_3 (\text{s}) + \text{NaOH} (\text{s}) + \text{NH}_3 (\text{g})$
 Sabiendo que se obtienen 1,20 g de azida de sodio, calcule el rendimiento porcentual de la reacción.
- 12) Se tratan 200 g de dióxido de plomo, de 88% de pureza, con un exceso de solución concentrada de ácido clorhídrico:
 $\text{PbO}_2 (\text{s}) + \text{HCl} (\text{aq}) \rightarrow \text{Cl}_2 (\text{g}) + \text{PbCl}_2 (\text{s}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l})$
 Calcule los moles de cloro que se obtienen, si el proceso tiene un 25% de pérdida.
- 13) Se tratan 100 g de antimonio, de 97% de pureza, con un exceso de solución de ácido nítrico:
 $\text{Sb} (\text{s}) + \text{HNO}_3 (\text{aq}) \rightarrow \text{Sb}_2\text{O}_5 (\text{s}) + \text{NO}_2 (\text{g}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l})$
 En base a un rendimiento del 75% calcule:
 a) La masa de pentóxido de diantimonio resultante.
 b) Los moles dióxido de nitrógeno que se obtienen.
- 14) Se obtienen 1,055 moles de dióxido de azufre con un rendimiento de reacción del 70%:
 $\text{Na}_2\text{SO}_3 (\text{aq}) + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{aq}) \rightarrow \text{SO}_2 (\text{g}) + \text{Na}_2\text{SO}_4 (\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l})$
 Calcule la masa de sulfito de sodio, de 50% de pureza, de la cual se parte
- 15) El bromo se puede obtener en el laboratorio por reacción entre el bromuro de potasio, el ácido sulfúrico y el óxido de manganeso (IV), de acuerdo con la ecuación:
 $2 \text{KBr} + \text{MnO}_2 + 3 \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2 \text{KHSO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{Br}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$
 Calcular las cantidades de KBr, MnO_2 con un 92,5% de pureza, y H_2SO_4 al 60%, que se necesitan para obtener 60,0 g de Br_2
- 16) Se calienta nitrato de amonio, de 95% de pureza y con un rendimiento de proceso del 80%.
 $\text{NH}_4\text{NO}_3 (\text{s}) \rightarrow \text{N}_2\text{O} (\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O} (\text{g})$
 Calcule la masa de reactivo necesaria para obtener 8,93 moles de óxido de dinitrógeno.
- 17) Se disuelven 5,00 g de un ácido puro en agua. Al agregar zinc en exceso se desprenden 0,0672 g de hidrógeno. ¿Qué masa de solución de hidróxido de sodio al 50% neutraliza la totalidad del ácido?
 $\text{Zn} (\text{s}) + 2 \text{H}^+ (\text{aq}) \rightarrow \text{Zn}^{2+} (\text{aq}) + \text{H}_2 (\text{g})$
- 18) El estaño reacciona con ácido nítrico en exceso según la ecuación:
 $\text{Sn} (\text{s}) + \text{HNO}_3 (\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l}) \rightarrow \text{H}_2\text{SnO}_3 (\text{s}) + \text{NO} (\text{g})$
 posteriormente, a 100 °C:
 $\text{H}_2\text{SnO}_3 (\text{s}) \rightarrow \text{SnO}_2 (\text{s}) + \text{H}_2\text{O} (\text{g})$
 Si el estaño tiene una pureza del 95% y el rendimiento del proceso es del 78% ¿qué masa de estaño se requiere para obtener 25 kg de óxido estánnico?
- 19) Se necesitan reducir 45 g de CuO con $\text{H}_2 (\text{g})$, (reacción redox donde el Cu^{2+} pasa a Cu^0 y el H_2 forma H_2O). Para ello se empleará 20 veces la cantidad estequiométrica del gas produciéndolo con $\text{Zn} (\text{s})$ y HCl al 15% (reacción redox $\text{Zn} + \text{HCl}$ da $\text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$). Este último se prepara a partir de una solución concentrada de HCl al 37% que tiene una densidad de 1,19 g/ml.
 a) Calcular la masa de HCl al 15% que se debe emplear.
 b) Calcular la masa de HCl al 37% empleada.
 c) El volumen de agua ($\delta = 1 \text{ g/ml}$) que se debe mezclar con el HCl al 37% para obtener la masa solicitada en a).
- 20) Si se calientan 800 g de Sb_2S_3 con 200 g de limaduras de hierro y se obtienen 150 g de antimonio metálico
 $\text{Sb}_2\text{S}_3 + 3 \text{Fe} \rightarrow 2 \text{Sb} + 3 \text{FeS}$. Determinar:
 a) el reactivo limitante;
 b) el porcentaje de conversión del hierro;
 c) el porcentaje de conversión del Sb_2S_3 .

Respuestas

- 1)
 a) $3\text{Fe} + 4\text{H}_2\text{O} \rightarrow 1\text{Fe}_3\text{O}_4 + 4\text{H}_2$
 b) $2\text{N}_2 + 5\text{O}_2 \rightarrow 2\text{N}_2\text{O}_5$
 c) $3\text{Br}_2 + 6\text{KOH} \rightarrow 5\text{KBr} + 1\text{KBrO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
 d) $2\text{KMnO}_4 + 5\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{MnSO}_4 + 2\text{H}_2\text{SO}_4$
 e) $1\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} + 12\text{O}_2 \rightarrow 12\text{CO}_2 + 11\text{H}_2\text{O}$

- f) $\text{PCl}_5 + 4\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + 5\text{HCl}$ b) 51,5%;
 g) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 6\text{NH}_3 + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Al}(\text{OH})_3 + 3(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ c) 26,1%
 h) $\text{Co}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{HS} + \text{NH}_3 \rightarrow \text{CoS} + 2\text{NH}_4\text{NO}_3$

2)



3)

- a) 1,68 g de NaF
 b) 0,02 moles de OF_2

4) 1,22 g de sulfuro de cromo (III)

5) 24,7 g de HCl en exceso

6) $\text{Cu} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

- a) 184 g H_2O
 b) 3176 g de Cu no reaccionó

7) $3\text{Ag}_2\text{S} + 8\text{NaOH} + 2\text{Al} \rightarrow 3\text{Na}_2\text{S} + 2\text{NaAlO}_2 + 6\text{Ag} + 4\text{H}_2\text{O}$

- a) 419,6 g de Ag
 b) 192,6 g de NaOH no reaccionó

8)

- a) 1,47 kg
 b) 0,82 kg
 c) 0,54 kg
 d) 1,487 kg
 e) 1,69 kg de ácido y 0,94 kg de base al 95%
 f) 1843 kg

9) 76,19%

10) 72,9%

11) 61,86%

12) 0,55 moles

13)

- a) 96,6 g de Sb_2O_5
 b) 2,93 moles de NO_2

14) 379,8 g

15) 89,32 g de KBr; 35,2 g de MnO_2 ; 183,7 g de H_2SO_4

16) 940g

17) 5,37g de solución

18) 26,6 kg de Sn

19)

- a) 5499,3 g HCl al 15%
 b) 2229,45 g HCl al 37%
 c) 3269,85 ml de H_2O

20)

- a) Fe;

Guía de Problemas 7 – Gases

- 1) La irradiación de O_2 con luz ultravioleta transforma a este en O_3 según la siguiente reacción: $3O_2(g) \rightarrow 2O_3(g)$
Si se irradia O_2 a 760 mm de Hg, el 50,0% se convierte en O_3 . ¿Cuál será la presión final si se mantienen constantes la presión externa y la temperatura del sistema?
- 2) Calcule la temperatura de una masa de gas que contiene $6,022 \times 10^{23}$ moléculas por dm^3 y ejerce una presión de 1,00 atm.
¿Considera Ud. que en estas condiciones 1,00 dm^3 es el volumen molar del gas? Justifique su respuesta. Dato: $R = 0,082 \text{ L atm K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$
- 3) Antes de una competición automovilística la presión manométrica de un neumático es 1,60 atm a $25,0^\circ\text{C}$. Después de correr la pista durante una hora la presión manométrica aumenta a 2,00 atm.
Considerando que el volumen del neumático permanece prácticamente invariable calcule la temperatura de este.
- 4) Se tienen dos recipientes separados por un tabique. Uno de ellos contiene 3,00 litros de H_2 a una presión de 380 mm de Hg y el otro contiene 2,00 litros de He a 760 mm de Hg. Ambos se hallan a una temperatura de $27,0^\circ\text{C}$. Calcule la presión total del sistema cuando se retire el tabique y se mezclen los gases a temperatura constante.
- 5) Un tubo cerrado de 50,0 cm^3 contiene 10,0 cm^3 de agua líquida a $25,0^\circ\text{C}$. La presión del sistema es de 740 mm de Hg. El tubo se sumerge en un baño a $50,0^\circ\text{C}$.
Considerando despreciable el cambio de volumen que pueda sufrir el tubo, calcule la presión final del sistema. Datos: Presión de vapor de agua a $25,0^\circ\text{C} = 3,17 \cdot 10^3 \text{ Pa}$.
Dato: Presión de vapor de agua a $50,0^\circ\text{C} = 12,4 \cdot 10^3 \text{ Pa}$.
- 6) Calcule el volumen de un recipiente en el que se hace vacío, sabiendo que al entrar en contacto con otro recipiente de 15,0 dm^3 , con una presión inicial de 20,0 atm, ésta baja a 12,0 atm, sin cambiar la temperatura.
- 7) Una burbuja de aire, de 5,00 mm de diámetro, se eleva desde el fondo de un lago de 20,0 m de profundidad. La temperatura en el fondo es $7,00^\circ\text{C}$ y en la superficie $27,0^\circ\text{C}$. Calcule el diámetro de la burbuja cuando llega a la superficie.
- 8) La densidad de oxígeno, en condiciones normales, es $1,43 \text{ g} \cdot \text{dm}^{-3}$. Calcule dicho valor para $17,0^\circ\text{C}$ y 93,3 kPa.
- 9) La molécula de una sustancia gaseosa contiene el mismo número de átomos de carbono y de hidrógeno. Sabiendo que, a 273°C y 85,3 kPa, la masa de 150 cm^3 de este gas es de 0,0734 g. a) calcule la masa molar del gas. b) indique la fórmula del compuesto.
- 10) Se prepara gas hidrógeno según la reacción $Zn(s) + H_2SO_4(aq) \rightarrow H_2(g) + ZnSO_4(aq)$, recogiendo 400 cm^3 de hidrógeno sobre agua a $27,0^\circ\text{C}$ y 787 mm de Hg. Sabiendo que la presión de vapor del agua a dicha temperatura es 26,7 mm de Hg calcule el volumen que ocupa el gas seco a 2,00 atm y $-73,0^\circ\text{C}$.
- 11) Si en la determinación del problema anterior se desea obtener 60,0 cm^3 de hidrógeno, expresados a 1013 hPa y $20,0^\circ\text{C}$, utilizando magnesio en lugar de zinc ¿Qué masa de metal se debe tomar?
- 12) Calcular la presión ejercida por 2,00 moles de CO_2 que a $27,0^\circ\text{C}$ ocupan 1,32 litros, aplicando la ecuación del gas ideal y la ecuación de Van der Waals. Si el valor de la presión medida es de 31,4 atm. Calcular cuánto se desvía de ese valor medido con respecto al calculado con cada ecuación. Datos $a = 3,61 \text{ atm} \cdot \text{lt}^2 / \text{mol}^2$, $b = 0,0429 \text{ lt/mol}$.
- 13) Cierta masa de gas ocupa un recipiente de 20,0 litros a una presión desconocida. Se llena con una parte del mismo otro recipiente de 4,00 litros a la presión de 1,00 atm. Si la presión del recipiente es ahora 2,00 atm, ¿cuál era la presión inicial?
- 14) En un recipiente de 25,0 litros a $30,0^\circ\text{C}$ se colocan 25,0 g de nitrógeno; 10,0 g de helio y 4,60 g de oxígeno. Calcular las presiones parciales y la presión total.
- 15) En una bureta invertida se recoge hidrógeno sobre agua. El volumen medido a $25,0^\circ\text{C}$ es de 42,0 cm^3 y la presión barométrica de 755 mm de Hg. ¿Cuál sería el volumen de gas seco medido en condiciones normales? Datos: $P_v(H_2O)$ a $25,0^\circ\text{C} = 23,8 \text{ mm de Hg}$

- 16) 2,00 litros de amoníaco, medidos a 27,0 °C y 1,00 atm de presión, se han calentado a 300 °C siendo la nueva presión de 5 atm y el grado de disociación del 80,0%. ¿Cuál es el volumen final ocupado por la masa gaseosa?
- 17) Dos recipientes están unidos por una llave de paso. Uno de ellos está a 50,0 mm de Hg y el otro, de volumen 5,00 litros, se encuentra a 600 mm de Hg. Se abre la llave de paso y el sistema alcanza el equilibrio con una presión final de 100 mm de Hg. ¿Cuál es el volumen del primer recipiente si la temperatura de ambos no sufre modificación?
- 18) Un recipiente de 400 cm³ se llena con 0,450 g de una mezcla de metano (CH₃) y etano (C₂H₆) a 300 K, siendo la presión de 760 mm de Hg. Calcular la composición de dicha mezcla expresada en fracciones molares
- 19) Al calentar una muestra de Nitrato de plomo (II) sólido se obtiene: Oxígeno molecular, óxido de nitrógeno (IV) gaseoso y óxido de plomo (II) sólido. Si después de la reacción se recoge una muestra de gas total que ocupa 293 mL a 200 °C y 1,00 atm de presión. ¿Qué cantidad de nitrato de plomo (II) ha reaccionado? (considere un 100% de rendimiento).
Datos: ArN = 14,0 ; ArO = 16,0 ; ArPb = 207,2
- 20) La nitroglicerina (C₃H₅N₃O₉) es un poderoso explosivo, su descomposición se puede representar según la siguiente reacción:

$$\text{C}_3\text{H}_5\text{N}_3\text{O}_9 (\text{l}) \rightarrow \text{N}_2 (\text{g}) + \text{CO}_2 (\text{g}) + \text{H}_2\text{O} (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g})$$
 Esta reacción genera una gran cantidad de calor y muchos productos gaseosos. La velocidad de formación de estos productos, así como su rápida expansión, es lo que causa la explosión. En una fábrica de explosivos se desea utilizar un recipiente de 10,0 litros para probar esta reacción, estime que masa de nitroglicerina máxima se podrá introducir en el recipiente para producir reacciones si la presión que puede soportar el mismo es de 10,0 atm, considere como la temperatura del recipiente luego de la reacción como 150 °C.
 Datos: ArC=12 ArH=1 ArN=14 ArO=16
- 6) 10,0 dm³
 7) 7,33 mm
 8) 1,24 g.dm⁻³
 9) 26,0 g.mol⁻¹; C₂H₂
 10) 133 cm³
 11) 60,6 mg
 12) GI = 37,3 atm, VDW = 31,6 atm, Error GI = 18,7%, Error VDW = 0,57%
 13) 2,20 atm
 14) PN₂ = 0,888 atm; PHe = 2,46 atm; PO₂ = 0,143 atm; Ptotal = 3,52 atm
 15) 3,70.10⁻² L
 16) 1,38 L
 17) 50,0 L
 18) XCH₄ = 0,160; XC₂H₆ = 0,840
 19) 1,00 g
 20) 90,1 g

Respuestas

- 1) 633 mm de Hg
 2) 12,0 K (-261 °C). Es el volumen molar a 12,0 K
 3) 71,0 °C
 4) 532 mm de Hg
 5) 1,14 atm

Guía de Problemas 8 – Soluciones

Sección A: Cuestionario

- 1) Explique porque la solubilidad de un gas en agua siempre disminuye con el incremento de la temperatura, mientras que con las sales depende de cada sal en particular. De ejemplos.
- 2) En cada par de las sustancias que se mencionan indique si la que figura en primer término puede utilizarse como solvente de la mencionada en segundo término.
 - agua – cloruro de hidrógeno
 - agua – etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$)
 - agua – sulfato de zinc
 - agua – sulfuro de carbono
 - cloroformo (CHCl_3) – monocloruro de yodo
 - etanol – acetona (CH_3COCH_3)
 - etanol – benceno (C_6H_6)
 - sulfuro de carbono – yodo
- 3) Se tiene una solución acuosa de cloruro de calcio 0,350 m (molal) y una de urea 0,700 m (molal). Indique cuál presenta:
 - a) Mayor punto de ebullición.
 - b) Mayor punto de congelación.
 - c) Menor presión de vapor.
 - d) Menor presión osmótica.
- 5) Se tiene una solución de H_2SO_4 al 10,0%, y su densidad es de 1,06 g/cm³. Calcular su concentración en:
 - a) % m/v.
 - b) M
 - c) m
 - d) $X_{\text{H}_2\text{SO}_4}$
- 6) A 223 cm³ de una solución acuosa de etanodiol ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_2$) al 9,20% y de densidad es 1,12 g/cm³ se le añaden 21,4 g de propanodiol ($\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_2$). Expresar la concentración de la solución en fracciones molares.
- 7) Calcule los volúmenes de soluciones acuosas de ácido clorhídrico 0,30 M y 0,15 M que se deben mezclar para obtener 120 cm³ de solución 0,20 M. Suponga volúmenes aditivos.
- 8) ¿Qué cantidad de ácido sulfúrico al 98,0% debe añadirse a 2,00 kg de ácido sulfúrico al 80,0%, para obtener una solución al 90,0%?
- 9) Durante un proceso industrial de producción de ácido clorhídrico 1,00 M se ha cometido un error que da como resultado la producción de un ácido 0,937 M. Calcúlese el volumen de ácido clorhídrico de 39,0% y densidad 1,60 g/mL que hay que añadir a 1000 L de aquella disolución para que resulte exactamente 1,00 M. Suponer que los volúmenes son aditivos.

Sección B: Problemas

- 1) Una solución contiene 24,0 g de soluto en 100 g de solvente. Sabiendo que la densidad es 1,20 g/cm³ calcule la composición expresada en:
 - a) % m/m
 - b) g de soluto / kg de solución
 - c) g de soluto / dm³ de solución
- 2) Calcule la concentración de una solución acuosa de cloruro de bario al 12,0%, cuya densidad es 1,11 g/cm³, en unidades de molalidad (m) y de molaridad (M) en función de soluto y de iones liberados.
- 3) Se tiene una solución acuosa de HCl 12,0 M cuya densidad es de 1,18 g/cm³. Calcule el porcentaje m/m, la molalidad, el porcentaje m/v y la fracción molar del ácido.
- 4) Calcule el volumen de ácido sulfúrico al 90,0% ($\rho = 1,81 \text{ g/cm}^3$) necesario para preparar 200 cm³ de solución 1,50 M.
- 5) Se tienen 10,0 mL de etanol y 50,0 mL de agua (suponga volúmenes aditivos). Calcule cuál es la expresión m/m, m/v, y v/v del etanol en la solución descripta.
Datos: Densidad (δ) del etanol 0,790 g/mL. δ del agua 1,00 g/mL.
- 11) La obtención de vinos comprende una serie de reacciones complejas realizadas en su mayor parte por microorganismos. La concentración inicial en azúcares de la disolución de partida “el mosto” es la que determina el contenido final en alcohol del vino. Si en la producción de un determinado vino partiéramos de un mosto con una densidad de 1,09 g/mL y con un 11,5% en peso de azúcar, determínese:
 - a) los kg de azúcar/kg de agua.
 - b) los g de azúcar/l de mosto.Datos: se debe considerar a efectos de cálculo que el mosto está formado exclusivamente por azúcar y agua.

12) La composición de una solución de naftaleno ($C_{10}H_8$) en benceno (C_6H_6) es del 12,7 %. Calcule:

- Presión de vapor a $80,1^\circ C$.
- Temperatura de ebullición a 101 kPa.
- Descenso crioscópico.

Datos: $K_c = 5,12^\circ C/m$; $K_e = 2,53^\circ C/m$; Pto. eb. benceno = $80,1^\circ C$. Pto. congel. Benceno $5,48^\circ C$

13) La temperatura de ebullición normal de una solución de DDT ($C_{14}H_9Cl_5$) en tetracloruro (CCl_4) de carbono es de $77,4^\circ C$. Calcule:

- Presión de vapor de la solución en el punto de ebullición del CCl_4 puro.
- Temperatura de congelación normal.
- Masa de soluto por cada 100 g de solvente.

Datos: $K_e = 5,02^\circ C/m$; $K_c = 29,8^\circ C/m$; Punto de ebullición del $CCl_4 = 76,8^\circ C$; Punto de congelación del $CCl_4 = -22,3^\circ C$.

14) Se desea hacer descender en $10,0^\circ C$ la temperatura de congelación del agua del radiador de un automóvil mediante el agregado de etilenglicol ($C_2O_2H_6$) como anticongelante.

- Suponiendo un volumen de $5,00 dm^3$, ¿qué masa de anticongelante se debe agregar?
- Sabiendo que la presión de vapor del hielo a $-10,0^\circ C$ es 260 Pa, estime la presión de vapor del agua subenfriada a dicha temperatura.

Datos: $K_c = 1,86^\circ C/m$. Densidad sn. $1 g/cm^3$

15) El agua de mar contiene alrededor de 3,50% de sales disueltas y su densidad es de $1,03 g/cm^3$. Admitiendo que el único soluto es el cloruro de sodio y que a dicha concentración $i = 1,82$. Calcule la presión mínima que debe aplicarse para la purificación mediante ósmosis inversa a una temperatura de $20^\circ C$.

16) Una solución acuosa contiene 2,16 g de fructosa ($C_6H_{12}O_6$) y 1,08 g de urea [$CO(NH_2)_2$] en $1000 cm^3$. Admitiendo que la densidad es idéntica a la del solvente calcule:

- presión de vapor a $25,0^\circ C$.
- temperatura de ebullición a presión atmosférica.
- masa de solvente que cristaliza si la solución se enfría a $-0,100^\circ C$.
- presión osmótica a $25,0^\circ C$.

Datos: $K_e = 0,510^\circ C m^{-1}$; $K_c = 1,86^\circ C m^{-1}$, $P_0 3168 Pa$

17) ¿Cuál es la masa molecular de un compuesto que no es volátil ni está ionizado, sabiendo que 2,00 g de este en 100 g de agua, dan una solución que hierve a $100,11^\circ C$?

Dato: $K_e = 0,510^\circ C/molalidad$.

18) El descenso crioscópico de una solución de 3,24 g de selenio (Se) en 226 g de benceno (C_6H_6) es de $0,112^\circ C$, determinar la atomicidad de la molécula de selenio, considerando que su Ar_{Se} es de 78,9 y que la K_c del benceno es de $4,90^\circ C/molalidad$.

19) Se está usando un evaporador para concentrar una disolución de sacarosa que contiene 10,0% de sólidos en peso, hasta lograr una concentración del 40,0%. Determinar cuántos grados centígrados se habrá elevado la temperatura de ebullición de la disolución como consecuencia de este aumento de concentración. Datos: $K_c = 0,520^\circ C kg/mol$; Mr (sacarosa) = 342 g/mol.

20) Calcular el punto de congelación, de ebullición, la presión osmótica y la presión de vapor a $40,0^\circ C$ de una solución 1,50 M de sulfato de aluminio que se disocia completamente y cuya densidad es $\delta = 1,31 g/mL$.

Datos: $K_e = 0,510^\circ C/m$; $K_c = 1,86^\circ C/m$; $P_{vH_2O}(40,0^\circ C) = 42,2 mm$ de Hg. $Ar_S = 32,0 g/mol$; $Ar_{Al} = 27,0 g/mol$; $Ar_O = 16,0 g/mol$. Considere disociación completa.

21) Se prepara una solución de sacarosa (342 g/mol) disolviendo 30,0 g en un matraz volumétrico de 250 mL, siendo su densidad de $1,21 g/mL$. Se toman 2,00 mL de dicha solución y se transfieren a un matraz de 50,0 mL llevando a volumen con agua destilada, obteniendo una solución diluida con una densidad de $1,13 g/mL$.

- Expresar la concentración de la solución diluida en % m/m, %m/v, M, m y fracción molar de soluto.
- Calcular la presión de vapor de la solución diluida a $100^\circ C$, la temperatura de congelación de la solución diluida y su presión osmótica a $25,0^\circ C$. $K_c (H_2O) = 1,86^\circ C/m$, $R = 0,082 L.atm.K^{-1}.mol^{-1}$

22) ¿Qué cantidad cloruro de sodio será necesaria agregar a 250 g de agua a 25,0 °C para que el descenso crioscópico de dicha solución sea de 10,0 °C? Siendo la solubilidad de la sal a 25,0 °C de 35,9 g/100mL de agua, diga si es posible llevar a cabo lo que se pide.

Datos: $K_f = 1,86 \text{ } ^\circ\text{C/m}$; $K_b = 0,51 \text{ } ^\circ\text{C/m}$; $R = 0,082 \text{ L}\cdot\text{atm}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$

23) Una disolución que se prepara disolviendo 20,0 mg de insulina en agua y llevada a volumen en un matraz volumétrico de 5,00 mL da como resultado una presión osmótica de 12,5 mmHg a 298 K. Calcular la masa molecular (M_r) de la insulina.

Datos: $R = 0,082 \text{ L}\cdot\text{atm}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$

24) ¿Qué cantidad de gramos habrá que pesar para preparar una solución que sea 0,500 M en NaCl (58,4 g/mol) y 0,300 M en KCl (74,6 g/mol) en un matraz de 100 mL? ¿Qué cantidad de moles de iones están presentes en 1,00 L de solución? Expresar el valor de la presión osmótica de esta solución, suponga disociación completa para ambas sales.

25) Se tiene una solución de hidróxido de calcio al 20% (densidad 1,12 g/cm³) y una solución de ácido nítrico 5 M (densidad 1,15 g/cm³) que reaccionan para dar nitrato de calcio y agua.

a) ¿Cuántos gramos de nitrato de calcio se podrían formar partiendo de 200 ml de la solución de hidróxido de calcio y 115 ml de la solución de ácido nítrico? ¿Hay reactivo limitante?

b) ¿Cuántos gramos de hidróxido de calcio sólido se necesitarán para hacer 2 litros de la solución al 20%, sabiendo que la pureza de la droga sólida es del 95%.

c) Si se quieren obtener 3 moles de nitrato de calcio, ¿qué volúmenes de las sn. de hidróxido y del ácido nítrico se necesitarían, sabiendo que la reacción tiene un rendimiento del 85%?

26) Calcular los gramos de dióxido de carbono que pueden reaccionar con 135 ml de una solución 0,357 M de hidróxido de potasio, según la siguiente reacción:

Hidróxido de potasio + dióxido de carbono → carbonato de potasio + agua

27) ¿Cuál es la Molaridad de una solución de hidróxido de sodio, si se requieren 36,9 ml de esta solución para reaccionar con 29,2 ml de una solución de ácido clorhídrico 0,101 M, de acuerdo a la siguiente reacción?

Hidróxido de sodio + ácido clorhídrico → cloruro de sodio + agua

RESPUESTAS

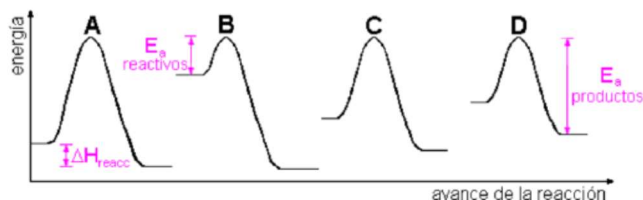
Sección A: Problemas.

- 1) a) 19,4% m/m; b) 194 g st / kg sn; c) 232 g st / dm³ sn
- 2) $[\text{BaCl}_2] = 0,641 \text{ M}$; $0,655 \text{ m} // [\text{Ba}^{2+}] = 0,641 \text{ M}$; $0,655 \text{ m} // [\text{Cl}^-] = 1,28 \text{ M}$; 1,31 m
- 3) 37,0% m/m; 16,2 m; 43,8% m/v; $x = 0,282$
- 4) 18,1 cm³
- 5) a) 10,6% m/v; b) 1,08 M; c) 1,13 m; d) 0,0200
- 6) $X_{\text{Etanodiol}} = 0,0280$; $X_{\text{Propanotriol}} = 0,018$ y $X_{\text{Agua}} = 0,954$
- 7) $V_{0,15\text{M}} = 0,0800 \text{ L}$; $V_{0,30\text{M}} = 0,0400 \text{ L}$
- 8) 2,50 kg
- 9) 3,68 L
- 10) 13,6% m/m; 13,2% m/v; 16,7% v/v
- 11) a) 0,130 kg de azúcar / kg de agua; b) 126 g de azúcar / litro de disolución
- 12) a) 93,1 kPa; b) 83,0 °C y c) 5,80 °C
- 13) a) 98,07 kPa; b) -25,8 °C y c) 4,22 g
- 14) a) 1250 g y b) 233 Pa
- 15) 2,73.106 Pa
- 16) a) 3,16 kPa; b) Aumento de 0,0200 °C; c) 436 g; d) 74,0 kPa
- 17) 92,6 g/mol
- 18) $x = 8$
- 19) Aumento de 0,840 °C
- 20) -17,5 °C; 105 °C; 183 atm; 36,3 mmHg
- 21) a) 0,424%; 0,480% m/v; 0,0125 m; 0,990 b) 0,990 atm; -0,0230 °C; 0,342 atm
- 22) 39,2 g
- 23) 5952 g/mol
- 24) 2,95 g NaCl; 2,24 g KCl; 1,60 moles de iones/L; 39,1 atm
- 25) a) 37,9 g, b) 471,6 g, c) 1166 ml sn. $\text{Ca}(\text{OH})_2$ y 1411,8 ml sn. HNO_3
- 26) 1,06 g CO_2
- 27) 0,08 M

Guía de Problemas 9 – Conceptos de Cinética, Termoquímica y Equilibrio Químico

Sección A: Cuestionario

- Para la reacción $2 \text{N}_2\text{O} (\text{g}) \rightarrow 2 \text{N}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g})$
 - Escriba la ecuación de velocidad en términos de consumo de reactivo, de aparición de productos y de velocidad de reacción.
 - De las ecuaciones que se proponen señale la que expresa la ley de velocidad.
 - $v = [\text{N}_2\text{O}]^2$
 - $v = k [\text{N}_2\text{O}]^2$
 - $v = k [\text{O}_2]$
 - $v = k [\text{N}_2\text{O}]^x$
 - $v = [\text{N}_2\text{O}]^x$
- Mencione como podría averiguar en forma gráfica si una reacción es de primer o de segundo orden.
- Para la siguiente reacción: $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$, escriba la expresión de las velocidades en función de los reactivos y de los productos, e indique qué relación existe entre ellas.
- Indique el orden global de las reacciones cuyas velocidades están expresadas del modo siguiente:
 - $v = k[\text{A}]^{1/2}[\text{B}]^{5/2}$
 - $v = k[\text{A}]^{4/3}[\text{B}]^{2/3}$
 - $v = k[\text{A}]^2[\text{B}]^{1/2}$
- Los perfiles energéticos que se proponen corresponden a reacciones diferentes.



Establezca:

- ¿Qué característica presentan todos en común?
 - ¿Cuál es la que tiene menor calor de reacción?
 - ¿Cuál es la que tiene mayor rapidez en sentido de los productos?
 - ¿Cuál es la que tiene mayor rapidez en sentido de los reactivos?
- Para la siguiente reacción:
 $2 \text{NaHCO}_3 (\text{s}) \rightleftharpoons \text{Na}_2\text{CO}_3 (\text{s}) + \text{CO}_2 (\text{g}) + \text{H}_2\text{O} (\text{g})$
 ¿Se obtiene más CO_2 y H_2O efectuándola en un recipiente abierto o cerrado? Justifique su respuesta.

- Dadas las siguientes reacciones, haga un cuadro sinóptico para cada una de ellas, indicando que sucede con las concentraciones de cada reactivo, cuando partiendo del equilibrio se modifican las concentraciones de cada uno de ellos, incluya también que ocurre cuando se aumenta y disminuye la presión, la temperatura y el volumen del recipiente que las contiene:
 - $\text{N}_2 (\text{g}) + 3\text{H}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3 (\text{g}) \Delta H < 0$
 - $\text{CO}_2 (\text{g}) + \text{H}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO} (\text{g}) + \text{H}_2\text{O} (\text{g}) \Delta H < 0$
 - $\text{H}_2\text{O} (\text{g}) + \text{C} (\text{s}) \rightleftharpoons \text{CO} (\text{g}) + \text{H}_2 (\text{g}) \Delta H > 0$
- La reacción: $\text{AgCl} (\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ag}^+ (\text{aq}) + \text{Cl}^- (\text{aq})$ tiene un K_c de $1,00 \cdot 10^{-10}$ (iones gramo/L)². Se desea saber si el cloruro de plata es una sal soluble, medianamente soluble o insoluble.

Sección B: Problemas

- Las velocidades iniciales de formación para el NO_2 para la reacción $2 \text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{NO}_2$ son las que se detallan en la siguiente tabla:

$[\text{NO}]$ (moles/lit)	$[\text{O}_2]$ (moles/lit)	Velocidad (moles/lit.s)
0,001	0,001	$7,1 \cdot 10^6$
0,002	0,001	$2,8 \cdot 10^7$
0,002	0,003	$8,5 \cdot 10^7$

Calcule el orden de la reacción con respecto a cada reactivo y la constante de velocidad.

- Para la reacción $\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2 \text{I}^- \rightarrow 2 \text{SO}_4^{2-} + \text{I}_2$ se han obtenido los siguientes valores, para una misma temperatura:

$[\text{S}_2\text{O}_8^{2-}]$ (M)	$[\text{I}^-]$ (M)	Vel de consumo de $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$ (moles/lit.s)
0,15	0,21	1,14
0,22	0,21	1,70
0,22	0,12	0,98

- Deduzca la ecuación que expresa la velocidad.
 - Calcule el valor de la constante de velocidad.
- La descomposición de amoníaco, a 1100°C , es una reacción de orden cero con una constante de velocidad igual a $2,50 \cdot 10^{-4} \text{ mol (dm}^3\text{.s)}^{-1}$ cuando la concentración inicial es $0,0400 \text{ M}$. Calcule la velocidad inicial.

- 4) La velocidad de cierta reacción se multiplicó por 3 cuando se aumentó la temperatura desde $40,0^{\circ}\text{C}$ hasta $50,0^{\circ}\text{C}$. Calcule la energía de activación. ($R = 1,99 \text{ cal/mol.K}$).
- 5) Se estudia el equilibrio, dentro de un recipiente de $2,00 \text{ dm}^3$ y a 375°C , de la reacción:
 $\text{SO}_2\text{Cl}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons \text{SO}_2 (\text{g}) + \text{Cl}_2 (\text{g})$
 En un primer experimento se introducen $6,75 \text{ g}$ de reactivo. Al llegar al estado de equilibrio se obtienen $2,21 \text{ g}$ de dióxido de azufre.
 En un segundo experimento, y en las mismas condiciones, la presión total inicial es de $88,2 \text{ kPa}$ y en el estado de equilibrio de 155 kPa . Calcule, para la temperatura indicada y para el estado de equilibrio:
 a) Primer experimento:
 i) Concentración en el estado de equilibrio (M)
 ii) Valor de K_c .
 b) Segundo experimento:
 i) Presión parcial de cada sustancia
 ii) Valor de K_p .
- 6) En un reactor evacuado, de $2,00 \text{ dm}^3$, se introducen $50,0 \text{ g}$ de carbonato de calcio y calienta a 937°C :
 $\text{CaCO}_3 (\text{s}) \rightleftharpoons \text{CaO} (\text{s}) + \text{CO}_2 (\text{g})$
 Al llegar al estado de equilibrio la presión total es de 179 kPa . Calcule la masa de cada sustancia al final del proceso.
- 7) En un recipiente cerrado de un litro de capacidad y a $25,0^{\circ}\text{C}$, se encuentran en equilibrio los siguientes gases: $0,0300$ moles de A_2 , $0,250$ moles de B_2 y $0,00160$ moles de AB_2 . Encontrar los valores de K_c y K_p para la reacción:
 $\text{A}_2 + 2\text{B}_2 \rightleftharpoons 2\text{AB}_2$
- 8) La reacción:
 $\text{CO}_2 (\text{g}) + \text{H}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO} (\text{g}) + \text{H}_2\text{O} (\text{g})$
 tiene un K_p de $1,20$ a $25,0^{\circ}\text{C}$, si en un recipiente de $22,4$ litros de capacidad, donde se ha hecho vacío, se coloca CO_2 hasta que la presión sea de $1,00 \text{ atm}$; luego se agrega H_2 hasta que la presión total sea de $2,00 \text{ atm}$, y finalmente se deja alcanzar el equilibrio:
 a) ¿Cuál será la presión final en el equilibrio?
 b) ¿Cuáles serán las presiones parciales de cada gas?
 c) ¿Si el volumen del recipiente disminuye a la mitad, se altera el equilibrio?
- 9) En un reactor evacuado, de $3,00 \text{ dm}^3$, se introducen $75,0 \text{ g}$ de hidrógeno sulfuro de amonio a $25,0^{\circ}\text{C}$.
 $\text{NH}_4\text{HS} (\text{s}) \rightleftharpoons \text{NH}_3 (\text{g}) + \text{H}_2\text{S} (\text{g})$
 Al llegar al estado de equilibrio la presión total es $66,9 \text{ kPa}$. Calcule para el estado de equilibrio a la temperatura indicada:
 a) Masa de cada sustancia.
 b) Masa de cada sustancia si, además del reactivo, se agrega sulfuro de hidrógeno a $50,0 \text{ kPa}$.
- 10) El valor de K_p a 227°C para la reacción
 $2\text{NOCl} (\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NO} (\text{g}) + \text{Cl}_2 (\text{g})$
 es de $1,80 \cdot 10^{-2}$. Si el reactor se llena con dos moles de cloruro óxido de nitrógeno calcule la presión a la que se debe operar para que se descomponga solamente un $15,0\%$.
- 11) En un reactor de $2,00 \text{ dm}^3$ se introducen 123 g de oxiclورو de fósforo:
 $\text{POCl}_3 (\text{g}) \rightleftharpoons \text{POCl} (\text{g}) + \text{Cl}_2 (\text{g})$
 Sabiendo que para la temperatura del experimento $K_c = 0,450$. Calcule la masa de cada sustancia cuando el sistema llega al estado de equilibrio.
- 12) Un reactor de $5,00 \text{ dm}^3$ contiene $5,00 \text{ g}$ de carbono, $88,0 \text{ g}$ de dióxido de carbono y $33,6 \text{ g}$ de monóxido de carbono a 827°C :
 $\text{CO}_2 (\text{g}) + \text{C} (\text{s}) \rightleftharpoons 2\text{CO} (\text{g})$
 Sabiendo que a la temperatura indicada $K_c = 8,88 \cdot 10^{-2}$,
 a) Determine el sentido en que avanza la reacción.
 b) Calcule la masa de cada sustancia cuando el sistema llega al estado de equilibrio.
 c) Calcule la presión total cuando el sistema llega al estado de equilibrio.
- 13) Para la siguiente reacción a 750°C la presión total del sistema vale $32,0 \text{ mm de Hg}$, siendo la presión parcial del agua $23,7 \text{ mm de Hg}$. Calcular la constante K_p para dicha ecuación de reacción:
 $\text{SnO}_2 (\text{s}) + 2\text{H}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons \text{Sn} (\text{s}) + 2\text{H}_2\text{O} (\text{g})$
- 14) El carbamato de amonio, $\text{NH}_4\text{CO}_2\text{NH}_2$, se descompone según la ecuación:
 $\text{NH}_4\text{CO}_2\text{NH}_2 (\text{s}) \rightleftharpoons \text{CO}_2 (\text{g}) + 2\text{NH}_3 (\text{g})$
 En un recipiente de $5,00$ litros se introducen $25,0$ gramos de carbamato y se calientan a 308 K hasta que se alcance el equilibrio. Sabiendo que $K_p = 1,18 \cdot 10^{-3}$ a dicha temperatura, calcular:
 a) La presión total de los gases.

- b) La masa de carbamato que queda en el recipiente.
- 15) Calcular la entalpía asociada con la reducción del óxido férrico por el aluminio (reacción de la termita) a 25°C de acuerdo con la reacción:
 $2\text{Al (s)} + \text{Fe}_2\text{O}_3 \text{ (s)} \rightleftharpoons \text{Al}_2\text{O}_3 \text{ (s)} + 2\text{Fe (s)}$
 Datos: $\Delta H^\circ_f \text{Fe}_2\text{O}_3 = -197 \text{ kcal/mol}$; $\Delta H^\circ_f \text{Al}_2\text{O}_3 = -339 \text{ kcal/mol}$
- 16) El calor desarrollado por la combustión del acetileno (C_2H_2) a 25,0°C es de -311 kcal/mol. Calcular la entalpía de formación del acetileno.
 $\text{C}_2\text{H}_2 \text{ (g)} + 5/2\text{O}_2 \text{ (g)} \rightleftharpoons 2\text{CO}_2 \text{ (g)} + \text{H}_2\text{O (l)}$
 Datos: $\Delta H^\circ_f \text{CO}_2 = -94,1 \text{ kcal/mol}$; $\Delta H^\circ_f \text{H}_2\text{O} = -68,3 \text{ kcal/mol}$
- 17) Determinar el ΔH de descomposición de un mol de $\text{KClO}_3 \text{ (s)}$ en KCl (s) y $\text{O}_2 \text{ (g)}$.
 Datos: $\Delta H^\circ_f \text{KClO}_3 = -93,5 \text{ kcal}$; $\Delta H^\circ_f \text{KCl} = -104 \text{ kcal}$.
- 18) La disociación del ácido acético es un proceso de equilibrio que se puede representar mediante la siguiente reacción:
 $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2 \text{ (aq)} \rightleftharpoons \text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^- \text{ (aq)} + \text{H}^+ \text{ (aq)}$
 El valor de la constante de equilibrio a 20,0°C para dicho proceso es de $1,75 \cdot 10^{-5}$. Si inicialmente se prepara una solución al 4,80% m/v de AcOH ($M_r = 60 \text{ g/mol}$), calcular las concentraciones molares para todas las especies químicas presentes una vez que se alcanza el equilibrio (la densidad de la solución 4,80% m/v es de 1,01 g/ml).
- 19) Se introducen simultáneamente en un recipiente de 2,00 L, 0,455 moles de SO_2 , 0,813 moles de O_2 y 0,568 moles de SO_3 a 298 K.
 $\text{SO}_2 \text{ (g)} + \text{O}_2 \text{ (g)} \rightleftharpoons \text{SO}_3 \text{ (g)}$ $K_c = 2,8 \times 10^2$ a 298 K
- Indicar si la mezcla se encuentra en el equilibrio.
 - En caso negativo, indicar en qué sentido debe desplazarse la reacción para alcanzar el equilibrio.
 - Indicar las concentraciones molares de cada una de las especies una vez alcanzado el equilibrio.
 - ¿Qué valor adquiere K_p ?
 - ¿Cómo se verá afectada la reacción si se aumenta la presión?
- Segundo orden con respecto a NO , primer orden con respecto a O_2 . $k = 7,1 \cdot 10^{15} \text{ lt}^2/\text{mol}^2 \cdot \text{s}$
 - Primer orden con respecto a ambos reactivos. $k = 36,19 \text{ M}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$
 - $2,50 \cdot 10^{-4} \text{ mol (dm}^3 \text{ s)}^{-1}$
 - $21,7 \text{ kcal/mol}$
 - $[\text{Cl}_2] = [\text{SO}_2] = 0,0175 \text{ M}$, $[\text{SO}_2\text{Cl}_2] = 0,00750 \text{ M}$
 - $K_c = 0,0400$
 - $p_{\text{SO}_2} = p_{\text{Cl}_2} = 66,9 \text{ kPa}$, $p_{\text{SO}_2\text{Cl}_2} = 21,3 \text{ kPa}$
 - $K_p = 2,07$
 - 1,54 g CO_2 ; 1,96 g de CaO y 46,0 g de CaCO_3
 - $K_c = 1,36 \cdot 10^{-3} \text{ (moles/lt)}^{-1}$; $K_p = 5,60 \cdot 10^{-5}$
 - 2,00 atm
 - $p_{\text{CO}} = p_{\text{H}_2\text{O}} = 0,520 \text{ atm}$; $p_{\text{CO}_2} = p_{\text{H}_2} = 0,480 \text{ atm}$
 - No
 - $\text{NH}_4\text{HS} = 72,9 \text{ g}$; $\text{NH}_3 = 0,680 \text{ g}$; $\text{H}_2\text{S} = 1,36 \text{ g}$
 - $\text{NH}_4\text{HS} = 73,9 \text{ g}$; $\text{NH}_3 = 0,341 \text{ g}$; $\text{H}_2\text{S} = 2,76 \text{ g}$
 - 1,28 atm
 - 44,6 g POCl_3 ; 36,2 g POCl y 42,1 g Cl_2
 - Hacia los reactivos;
 - 93,1 g CO_2 , 6,40 g C y 27,2 g CO ;
 - 5642 kPa
 - $K_p = 8,15$
 - 0,200 atm;
 - 24,0 g
 - 143 kcal/mol
 - 54,2 kcal/mol
 - 10,7 kcal (44,73 kJ)

Respuestas

Sección A: Cuestionario

4. a) 3; b) 2; c) 2,5

Sección B: Problemas