

## TABLA DE CONTENIDO

TABLA DE CONTENIDO .....	1
<b>UNIDAD 1</b> .....	<b>2</b>
UNIDADES .....	2
RADIACIÓN ELECTROMAGNÉTICA Y TEORÍA CUÁNTICA .....	4
MODELO DE BOHR Y ECUACIÓN DE DE BROGLIE .....	9
MECÁNICA CUÁNTICA Y ÁTOMOS HIDROGENOIDES .....	11
ÁTOMOS POLIELECTRÓNICOS, ESPIN Y CONFIGURACIONES ELECTRÓNICAS .....	12
TABLA PERIÓDICA Y CONFIGURACIONES ELECTRÓNICAS .....	15
RESPUESTAS A LOS PROBLEMAS DE LA UNIDAD 1 .....	18
<b>UNIDAD 2</b> .....	<b>20</b>
CAPAS ELECTRÓNICAS Y TAMAÑO DE LOS ÁTOMOS, ENERGÍA DE IONIZACIÓN Y AFINIDAD ELECTRÓNICA .....	20
METALES, NO METALES Y METALOIDES. ....	25
RESPUESTAS A LOS PROBLEMAS DE LA UNIDAD 2 .....	27
<b>UNIDAD 3</b> .....	<b>28</b>
SÍMBOLOS DE LEWIS Y REGLA DEL OCTETO .....	28
ENLACE IÓNICO .....	29
ENLACE COVALENTE .....	30
ELECTRONEGATIVIDAD Y POLARIDAD DE ENLACE .....	30
REPRESENTACIÓN DE LAS ESTRUCTURAS DE LEWIS, CARGAR FORMAL Y ESTRUCTURAS RESONANTES .....	31
EXCEPCIONES A LA REGLA DEL OCTETO .....	33
RESPUESTAS A LOS PROBLEMAS DE LA UNIDAD 3 .....	35
<b>UNIDAD 4</b> .....	<b>37</b>
MODELO DE REPULSIÓN DE PARES .....	37
FORMA MOLECULAR Y POLARIDAD .....	38
TEORÍA DE ENLACES DE VALENCIA .....	39
HIBRIDACIÓN DE ORBITALES Y ENLACES MÚLTIPLES .....	39
TEORÍA DE ORBITALES MOLECULARES Y ORDEN DE ENLACE, PROPIEDADES MOLECULARES Y CONFIGURACIONES ELECTRÓNICAS .....	41
PROBLEMAS ADICIONALES .....	44
RESPUESTAS A LOS PROBLEMAS DE LA UNIDAD 4 .....	47
<b>UNIDAD 5</b> .....	<b>49</b>
COMPARACIÓN MOLECULAR DE GASES, LÍQUIDOS Y SÓLIDOS .....	49
FUERZAS INTERMOLECULARES .....	49
VISCOSIDAD Y TENSIÓN SUPERFICIAL .....	51
CAMBIOS DE FASE, PUNTO DE FUSIÓN .....	52
PUNTO DE EBULLICIÓN, VOLATILIDAD Y PRESIÓN DE VAPOR .....	53
RESPUESTAS A LOS PROBLEMAS DE LA UNIDAD 5 .....	57
VALORES PARA CONSTANTES FÍSICAS COMUNES .....	58
UNIDADES FUNDAMENTALES O BÁSICAS DEL SISTEMA INTERNACIONAL DE UNIDADES (SI) .....	59

## UNIDAD 1

### UNIDADES

1. ¿Cuál de las siguientes unidades no corresponde a una unidad básica del Sistema Internacional de Unidades?

- a) longitud    b) masa    c) carga eléctrica    d) tiempo    e) cantidad de sustancia

2. ¿Qué cantidad, en términos de unidades básicas es incorrecta?

- a) fuerza =  $\text{kgm/s}^2$   
 b) potencia =  $\text{kgm}^2/\text{s}^3$   
 c) trabajo =  $\text{kgm}^2/\text{s}^2$   
 d) presión =  $\text{kg}/(\text{m}/\text{s}^2)$

3. Completar la siguiente tabla de unidades utilizando el Sistema Internacional.

Cantidad	Nombre	Símbolo
	Ampere	
	metro	<i>m</i>
masa		
tiempo		
temperatura		
	candela	
cantidad de sustancia		

4. Aplicar las reglas que establece el Sistema Internacional de Unidades para el uso de los símbolos de sus unidades, para completar la siguiente tabla:

Cantidad	Relación	Símbolo	Expresión en unidades básicas
área de un cilindro		$m^2$	$m^2$
densidad	masa/volumen	$\text{kg}/\text{m}^3$	$\text{kgm}^{-3}$
concentración	número de moles/ volumen	<i>M</i>	
velocidad			
aceleración			
fuerza	masa x aceleración		
potencia			
presión		<i>Pa</i>	
frecuencia			
carga eléctrica			

**5. En el SI se usan múltiplos y submúltiplos. Completa la tabla con la información que falta**

Prefijo	Factor	Símbolo
tera		T
giga		G
mega		M
	$10^3$	
hecto	$10^2$	
deca		
deci	$10^{-1}$	
		m
		$\mu$
		n
pico		

**6. Usar prefijos para expresar.**

- i.  $10^6$  personas
- ii.  $10^{-3}$  años
- iii.  $10^1$  alumnos
- iv.  $10^9$  granos de arena
- v.  $10^{12}$  átomos
- vi.  $10^{-18}$  milenios
- vii.  $10^3$  pesos
- viii.  $10^6$  días

**7. ¿En qué inciso se encuentra una equivalencia incorrecta?**

- a)  $9\text{hm} = 9000\text{dm}$ ,  $7\text{dam} = 70000\text{mm}$ ,  $8500\text{ m} = 850\text{dm}$ ,  $70300\text{mm} = 7030\text{cm}$
- b)  $1\text{kL} = 10\text{hL}$ ,  $55\text{daL} = 550\text{L}$ ,  $8\text{cL} = 80\text{mL}$ ,  $6\text{mL} = 0.6\text{cL}$ ,
- c)  $5\text{g} = 0.005\text{mg}$ ,  $456\text{mg} = 0.456\mu\text{g}$ ,  $23\text{Mg} = 23000\text{kg}$ ,  $6.7 \times 10^8\text{ng} = 670\text{mg}$

8.- El bromo es un líquido café rojizo. ¿Cuál es su densidad si 293.0 g de este elemento ocupan 94.0 mL? Expresa la densidad en g/mL, kg/L y  $\text{kg/m}^3$  y compárala con la reportada (3.2 g/mL).

9.- Calcula la densidad de una barra de metal que mide de largo 3500.0 mm, de ancho 2.5 cm y de alto 0.10 dm. La masa de la barra es igual a 6030.0 g. Expresa la densidad en  $\text{kg/m}^3$ .

10.- Un tubo de vidrio cilíndrico de 6.35 cm de alto se llena con 52.75 g de mercurio. Calcula el diámetro interno del tubo (densidad del mercurio, 13.60 g/mL).

11.- El aroma de la vainilla es detectado por el ser humano aún en cantidades muy pequeñas ( $2 \times 10^{-11}$  g por litro de aire). Si el precio de 25 g de vainilla es de 125 pesos, determina el costo que tendría el aromatizar de vainilla el interior de un automóvil (estime el volumen de la cabina en  $3\text{ m}^3$ ).

12. Si un atleta corre 100.0 yd en 10.00 segundos, ¿cuál es su rapidez en millas por hora? (Una milla equivale a 1760 yardas.)

13. Convierta  $\text{yd}^3$  to  $\text{m}^3$ .

14. Si hay seis iguis por ogo y tres ogos por ide, ¿cuántos iguis hay en cuatro ides

15. Cuántas docenas de artículos hay en 2.45 gramos si cada artículo tiene una masa de  $2.51 \times 10^{-4}$  gramos?

16. El ganador de una carrera de 10 000 m en carretera completó el recorrido en un tiempo de 20 minutos, 13 segundos. ¿Cuál fue la rapidez media del ganador en millas por hora?

17.

- a) *Define el término mol.*
- b) *¿En qué unidades se expresa el mol?*
- c) *¿Cuál es la relación entre el mol y la molécula?*
- d) *¿Qué representa el número de Avogadro?*

18. *¿Cuántos átomos hay en 1.451 moles de aluminio?*

19. *Calcula cuántos átomos de oxígeno hay en 0.5 mol de  $H_2SO_4$*

20. *Se tienen  $1.505 \times 10^{22}$  moléculas de  $O_2$ ; ¿a cuántas moles de  $O_2$  corresponden?*

21. *¿Cuántos moles de átomos de hidrógeno hay en  $6.022 \times 10^{21}$  docenas de  $H_2O$ ?*

---

## RADIACIÓN ELECTROMAGNÉTICA Y TEORÍA CUÁNTICA

22.- Algunos elementos emiten luz de un color específico al arder. Históricamente los químicos emplearon “la prueba de la flama” para determinar si había elementos específicos en una muestra. Las longitudes de onda características de algunos elementos son:

Ag	328.1 nm	Fe	372.0 nm
Au	267.6 nm	K	404.7 nm
Ba	455.4 nm	Mg	285.2 nm
Ca	422.7 nm	Na	589.6 nm
Cu	324.8 nm	Ni	341.5 nm

- a) Sin necesidad de realizar cálculos, indica cuál elemento emite la radiación de mayor energía y cuál la de menor energía.
  - b) Cuando arde una muestra de una sustancia desconocida emite luz de frecuencia  $6.59 \times 10^{14} \text{ s}^{-1}$ , ¿cuál de los elementos arriba mencionados se encuentra probablemente presente en la muestra?
- 23.- Una luz de neón emite radiación con una longitud de onda de 616 nm. ¿Cuál es la frecuencia de esta radiación? Con la ayuda de un esquema del espectro electromagnético indica el color asociado a esta longitud de onda.
- 24.- La unidad de tiempo en el SI de unidades es el segundo, que se define como 9 192 631 770 ciclos (tip: recuerde la definición de frecuencia) de la radiación asociada a un cierto proceso de emisión en el átomo de cesio. Calcula la longitud de onda de esta radiación e indica en qué región del espectro electromagnético se encuentra esta longitud de onda.
- 25.- Cierta película fotográfica requiere una energía de radiación mínima de 80 kJ/mol para que se produzca la exposición. ¿Cuál es la longitud de onda de la radiación que posee la energía necesaria para exponer la película? ¿Se podría utilizar esta película para fotografía infrarroja?
- 26.- Ordena las radiaciones electromagnéticas siguientes en orden creciente de su longitud de onda:
- a) Radiación de una estación de FM de radio en el 89.7 del cuadrante. Recuerda que la frecuencia de las estaciones de radio de FM está dada en MHz.
  - b) La radiación de una estación de AM de radio en el 1640 del cuadrante. Recuerda que la frecuencia de las estaciones de radio de AM está dada en kHz.
  - c) Los rayos X utilizados en el diagnóstico médico.
  - d) La luz roja de un diodo emisor de luz, como el utilizado en las pantallas de las calculadoras.

**27.- Para que una película fotográfica en blanco y negro se oscurezca se requiere que incida sobre ella radiación con una energía mínima de  $2.00 \times 10^5$  J/mol.**

- Determine la energía mínima que debe tener cada fotón de la luz incidente.**
- Calcule la longitud de onda (en nanómetros) de la luz necesaria para proporcionar fotones de esta energía.**

**28.- En condiciones apropiadas el Cu emite rayos X de longitud de onda 1.54 Å. Mientras que la radiación emitida por una fuente de microondas tiene una frecuencia de  $5.87 \times 10^{10} \text{ s}^{-1}$ . A partir de esta información conteste las siguientes preguntas:**

- Compare la frecuencia de las dos radiaciones y determine cuál es mayor**
- ¿Cuál de las dos radiaciones es la más energética?**
- ¿Cuál de las dos radiaciones presenta la mayor longitud de onda?**

**29.- La longitud de onda de un fotón de luz verde es de  $5.4 \times 10^5$  cm. Calcule la energía de un mol de fotones de luz verde.**

**30.- ¿Qué son los fotones? ¿Qué es el efecto fotoeléctrico? ¿Quién explicó el efecto fotoeléctrico?**

**31.- Indica si cada una de las siguientes aseveraciones sobre el efecto fotoeléctrico son verdaderas o falsas. Justifica tu respuesta.**

- El número de electrones emitidos es proporcional a la intensidad de una luz incidente cuya frecuencia es mayor a la frecuencia de umbral.
- La función trabajo, también llamada energía de amarre, de enlace o ligazón, de un metal depende de la frecuencia de la luz incidente.
- La máxima energía cinética de los electrones emitidos es directamente proporcional a la frecuencia de la luz incidente.
- La energía de un fotón es directamente proporcional a su frecuencia.

**32.- Sólo una fracción de la energía eléctrica suministrada a un foco de tungsteno se convierte en luz visible. El resto de la energía se manifiesta como radiación infrarroja (calor). Un foco de 75 W convierte 15% de la energía suministrada en luz visible (supón que la longitud de onda de la luz visible emitida por el foco es de 550 nm) ¿cuántos fotones emite el foco por segundo? ( $1 \text{ W} = 1 \text{ J/s}$ ).**

**33.- La intensidad mínima de luz que el ojo humano puede percibir es de aproximadamente  $1 \times 10^{-10} \text{ W/m}^2$  ( $1 \text{ W} = 1 \text{ J/s}$ ).**

- ¿Cuántos fotones de longitud de onda igual a 600 nm interactúan con la pupila en un segundo si la intensidad de la luz es la mínima para ser percibida? (Área de la pupila  $\approx 0.5 \times 10^{-4} \text{ m}^2$ ).
- ¿La cantidad de fotones calculada en el inciso anterior es mayor o menor a un mol de fotones?

**34.- La clorofila absorbe luz azul con  $\lambda = 460 \text{ nm}$ , y emite luz roja con  $\lambda = 660 \text{ nm}$ . Calcula el cambio de energía neto en el sistema clorofílico (en kJ/mol) cuando se absorbe un mol de fotones de 460 nm y se emite un mol de fotones de 660 nm.**

**35.- Cuando el cobre es bombardeado con electrones de alta energía, se emiten rayos X. Calcula la energía (en joules) asociada a los fotones si la longitud de onda de los rayos X es 0.154 nm.**

**36.- Elija la respuesta correcta.**

La energía cinética del electrón emitido en el experimento del efecto fotoeléctrico es:

- Mayor que la energía de la luz incidente.
- Menor que la energía de la luz incidente.
- Igual que la energía de la luz incidente.
- Independiente de la energía de la luz incidente.



**46. En el efecto fotoeléctrico, la función trabajo (energía de amarre, ligazón) del sodio es 2.1 eV y la del oro 5.1 eV. Indicar si es verdadera o falsa cada una de las siguientes afirmaciones. Justificar la respuesta.**

- a) *La frecuencia umbral (o crítica) del sodio es menor que la del oro.*
- b) *La longitud de onda umbral (o crítica) para el sodio es más corta que la del oro.*
- c) *Se requiere más energía para arrancar electrones del oro que del sodio.*
- d) *Un electrón liberado del oro, debido a la incidencia de una frecuencia de luz mayor que la umbral, tiene una velocidad mayor que el electrón liberado del sodio por la incidencia de la misma frecuencia de luz.*

**47. Cuando se hace incidir una radiación de 450 nm sobre una superficie de sodio metálico, se liberan electrones con energía cinética de  $6.4 \times 10^{-20}$  J. Calcula la energía umbral del sodio.**

**48. Se quiere utilizar un interruptor que trabaje basado en el efecto fotoeléctrico. Para que éste funcione se requiere que se liberen electrones de una placa metálica y que alcancen una segunda placa, enfrente de la primera. La función trabajo (energía de amarre) del metal que se va a utilizar es de  $3.7 \times 10^{-19}$  J.**

- a) *Calcule la frecuencia de la radiación incidente mínima necesaria para que se produzca la separación del electrón.*
- b) *Si la luz disponible tiene una longitud de onda de 400 nm, ¿funcionará el interruptor?*

**49.- Elige la respuesta correcta. Puede haber más de una respuesta correcta.**

**(i) En el efecto fotoeléctrico, se desprenderán electrones de la superficie metálica si:**

- a) *La energía de amarre (ligazón) es mayor que la energía de la luz incidente.*
- b) *La energía de amarre (ligazón) es menor que la energía de la luz incidente.*
- c) *La energía de amarre (ligazón) es igual a la energía de la luz incidente.*
- d) *El efecto no depende en la energía de la luz incidente.*

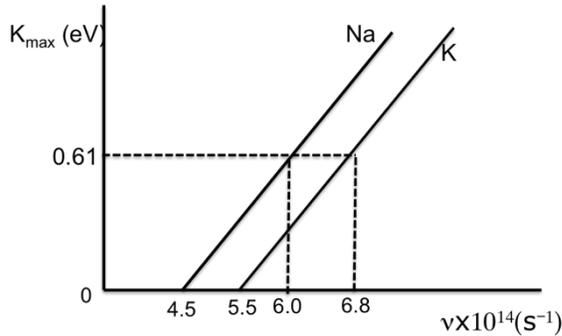
**(ii) La energía cinética de un electrón expulsado es:**

- a) *Mayor que la energía del fotón incidente.*
- b) *No depende de cuál es la frecuencia umbral.*
- c) *Menor que el valor de la constante de Planck por la frecuencia de la luz incidente*
- d) *Igual a la suma de la energía de la luz incidente y la energía de amarre.*

**(iii) El número de electrones expulsados dependen de:**

- a) *La frecuencia de la luz incidente.*
- b) *La longitud de onda de la luz incidente.*
- c) *El número de fotones de luz incidente.*
- d) *Ninguno de los anteriores.*

50.- **Observa la siguiente figura que muestra la energía cinética ( $K_{max}$ ) del electrón emitido, en función de la frecuencia de la luz incidente en el efecto fotoeléctrico para el sodio (Na) y el potasio (K). A partir de los datos mostrados, responde a las siguientes preguntas.**



- ¿Cuál es la frecuencia mínima a la que emite electrones cada metal (nota que la escala es por  $10^{14}$ )?
- Si la energía de unión para el Na es 1.9 eV y la del K es 2.2 eV. ¿Cuáles serán las energías de los fotones que lleven a una misma velocidad de los electrones emitidos para ambos metales?
- ¿Qué significado físico tiene la pendiente de las rectas que hace que sean paralelas?

51.- **Determine si las siguientes afirmaciones son verdaderas (V) o falsas (F).**

La energía cinética del electrón emitido en el experimento del efecto fotoeléctrico es:

- Independiente de la longitud de onda de la radiación. ( )
- Menor que la energía de la luz incidente. ( )
- Dependiente del metal irradiado. ( )
- Independiente de la energía de la luz incidente. ( )

52.- **La función de trabajo del potasio es 2.0 eV. Cuando sobre la superficie del potasio incide luz ultravioleta de 3500 Å de longitud de onda, ¿cuál es la energía cinética máxima en eV del fotoelectrón?**

53.- **En los siguientes incisos, subraya la respuesta correcta.**

- En el efecto fotoeléctrico, habrá electrones expulsados de la superficie metálica si:
  - La energía de amarre (ligazón) es mayor que la energía de la luz incidente.
  - La energía de amarre (ligazón) es menor que la energía de la luz incidente.
  - La energía de amarre (ligazón) es igual a la energía de la luz incidente.
  - El efecto no depende de la energía de la luz incidente.
- La energía cinética de un electrón expulsado es:
  - Mayor que la energía del fotón incidente.
  - No depende de cuál es la frecuencia umbral.
  - Menor que el valor de la constante de Planck por la frecuencia de la luz incidente
  - Igual a la suma de la energía de la luz incidente y la energía de amarre.
- El número de electrones expulsados depende de:
  - La frecuencia de la luz incidente.
  - La longitud de onda de la luz incidente.
  - El número de fotones de luz incidente.
  - La energía de la luz incidente.

54.- **Si la función trabajo para remover a un electrón del potasio es  $3.69 \times 10^{-19}$  J, cuál es la frecuencia umbral del potasio. Si el potasio es irradiado con luz de longitud de onda de 400 nm ¿Cuál es la energía cinética máxima con que son emitidos los electrones del potasio?**

**55.- La energía cinética con la que un electrón es expulsado de una superficie metálica por un fotón es de  $5.9 \times 10^{-19} \text{ J}$ . La frecuencia umbral del metal es de  $1.50 \times 10^{16} \text{ Hz}$**

- a) *¿Cuánta energía (función trabajo) se requiere para remover al electrón de la superficie del metal?*
- b) *¿Cuánto vale la longitud de onda de la radiación incidente que causó la fotoemisión del electrón con la energía cinética de  $5.9 \times 10^{-19} \text{ J}$ ?*
- c) *¿Cuál es la velocidad con que salen los electrones del metal?*

---

### MODELO DE BOHR Y ECUACIÓN DE DE BROGLIE

**56.-** Una característica bien conocida en el espectro de emisión del hidrógeno es la línea de Balmer que proviene de la transición entre los estados  $n_i = 3$  y  $n_f = 2$ . Encuentra la diferencia de energía (en kJ/mol) entre estos dos estados y determina la frecuencia de la línea espectral.

**57.-** ¿Qué es un nivel energético? Explica la diferencia entre el estado fundamental (o basal) y el estado excitado.

**58.-** El electrón del átomo de hidrógeno hace una transición desde un estado energético de número cuántico principal  $n_i$  al estado  $n = 2$ . Si el fotón emitido tiene una longitud de onda de 434 nm, ¿cuál es el valor de  $n_i$ ?

**59.-** Considera los siguientes niveles de energía de un átomo hipotético:

$E_4$	_____	- $1.0 \times 10^{-19} \text{ J}$ ,
$E_3$	_____	- $5.0 \times 10^{-19} \text{ J}$ ,
$E_2$	_____	- $10 \times 10^{-19} \text{ J}$ ,
$E_1$	_____	- $15 \times 10^{-19} \text{ J}$ .

- a) *¿Cuál es la longitud de onda (en nm) del fotón requerido para excitar un electrón del nivel  $E_1$  al nivel  $E_4$ ?*
- b) *¿Cuál es la energía (en joules) que debe tener un fotón para excitar un electrón del nivel  $E_2$  al nivel  $E_3$ ?*
- c) *Cuando un electrón baja del nivel  $E_3$  al nivel  $E_1$  se dice que el átomo experimenta una emisión. Calcula la longitud de onda del fotón emitido en este proceso.*

**60.-** La energía necesaria para remover un electrón de un átomo es su energía de ionización. En términos del modelo atómico de Bohr, la ionización puede considerarse como el proceso en el que el electrón se mueve a una órbita de radio infinito. Por tanto, podemos calcular la energía de ionización de un átomo de hidrógeno en estado basal suponiendo que el electrón sufre una transición del estado  $n_i = 1$  al estado  $n_f =$  infinito.

- a) *Calcula la energía de ionización del átomo de hidrógeno (en kJ/mol).*
- b) *Determina la longitud de onda máxima de la luz que podría causar la ionización del átomo de hidrógeno.*
- c) *¿Se absorbe o se emite luz durante el proceso de ionización?*
- d) *Calcula la energía de ionización (en kJ/mol) del hidrógeno en estado excitado con  $n_i = 2$ .*

**61.-** Calcula la energía, frecuencia y longitud de onda de la radiación asociada a cada una de las siguientes transiciones electrónicas en el átomo de hidrógeno:

- a) *De  $n = 5$  a  $n = 2$ .*
- b) *De  $n = 4$  a  $n = 1$ .*
- c) *De  $n = 2$  a  $n = 6$ .*

Indica la naturaleza de cada transición (absorción o emisión).

62.- El electrón del átomo de hidrógeno en un estado excitado puede regresar al estado fundamental de dos formas distintas: a) por una transición directa en la cual se emite un fotón de longitud de onda  $\lambda_1$  y, b) a través de un estado excitado intermedio que se alcanza por la emisión de un fotón de longitud de onda  $\lambda_2$ . Este estado intermedio decae luego al estado fundamental al emitir otro fotón de longitud de onda  $\lambda_3$ . Desarrolla una ecuación que relacione  $\lambda_1$  con  $\lambda_2$  y  $\lambda_3$ .

63.- En la tabla siguiente, marque con una cruz la celda a la que corresponda la respuesta correcta para una transición del átomo de hidrógeno. ( $n_i$  es el número cuántico del estado inicial y  $n_f$  el del estado final).

	$n_i > n_f$	$n_i < n_f$	$n_i = n_f$
(i) En una emisión de energía			
(ii) En una absorción de energía			
(iii) En una transición que libere energía a su entorno			

64.- Para las siguientes transiciones electrónicas en el átomo de hidrógeno:

i)  $n=7 \rightarrow n=1$     ii)  $n=7 \rightarrow n=6$     iii)  $n=6 \rightarrow n=1$

- Calcule la energía que corresponde a cada transición.
- Especifique si la energía se emite o absorbe.
- ¿En cuál de estas transiciones el fotón posee la mayor longitud de onda? Calcule los valores.

65.- Cuando ocurren las siguientes transiciones electrónicas en el átomo de hidrógeno, ¿se absorbe o se emite energía?

- De  $n = 4$  a  $n = 2$ .
- De un orbital con energía más negativa hacia uno con energía menos negativa.
- Un electrón libre se adhiere al ion  $H^+$  y termina en la capa  $n = 3$ .
- De un estado excitado al estado basal.
- De un orbital con radio  $2.12 \text{ \AA}$  a uno con radio  $8.46 \text{ \AA}$ .

66.- Calcula la energía, la frecuencia en Hz y la longitud de onda en nm, de la radiación asociada a la transición electrónica en el átomo de hidrógeno de  $n = 4$  a  $n = 2$ . ¿El átomo absorbe o emite energía?

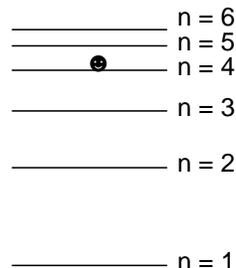
67.-

- Calcule el valor de la energía necesaria para que el electrón de un átomo de hidrógeno pase del nivel con  $n = 2$  al nivel  $n = 3$ .
- Especifique si en el proceso se absorbe o se emite energía, justificando su respuesta.

68.- El espectro del átomo de hidrógeno, presenta una línea debida a la absorción de un fotón de longitud de onda de  $102.6 \text{ nm}$  para pasar del estado fundamental a un estado excitado

- ¿Cuál es la diferencia de energía, en joules, entre el estado fundamental y el estado excitado del átomo?
- ¿A qué nivel llegó el electrón?

69.- Considerando sólo las transiciones que incluyen los primeros seis niveles energéticos para el átomo de hidrógeno (ver la figura)→



- ¿Cuál sería la cantidad máxima de líneas emitidas que se vería en un espectroscopio cuando el electrón está ubicado en el nivel 4?
- Calcular la energía de emisión de la línea que tiene el menor valor.

70.- Explica el significado del enunciado: la materia y la radiación tienen “naturaleza dual”.

71.- ¿A cuál de las siguientes partículas corresponde la mayor longitud de onda?

- Una partícula  $\alpha$  (átomos de helio completamente ionizados) moviéndose con  $v = 10^6$  cm/s.
- Un protón (átomos de hidrógeno completamente ionizados) moviéndose con  $v = 10^6$  cm/s.

72.- Calcula la longitud de onda asociada a:

- Un electrón (masa =  $9.11 \times 10^{-28}$  g) moviéndose a 100 km/s.
- Un colibrí de 10 g moviéndose a 100 cm/s.
- Una persona de 85 kg esquiando a 60 km/hr.
- Un átomo de helio (masa = 4 uma) que tiene una velocidad de  $1.5 \times 10^5$  m/s.
- Considerando que longitudes de onda menores a  $10^{-12}$  m (rayos gamma) son no detectables, ¿qué longitudes de onda de las arriba calculadas son detectables?

73.- La difracción de neutrones es una técnica importante para determinar las estructuras de las moléculas. Calcula la velocidad de un neutrón (masa = 1.0087 uma) que tiene una longitud de onda característica de 0.88 Å.

74.- Los neutrones térmicos son neutrones que se mueven a velocidades comparables a las de las moléculas del aire a temperatura ambiente. Estos neutrones son los más efectivos para iniciar una reacción nuclear en cadena entre los isótopos de  $^{235}\text{U}$ . Calcula la longitud de onda (en nm) asociada a un rayo de neutrones que se mueven a  $7.00 \times 10^2$  m/s (La masa de un neutrón es = 1.0087 uma).

75.- En condiciones apropiadas, el molibdeno emite rayos X que tienen una longitud de onda característica de 0.771 Å. Estos rayos X se emplean en experimentos de difracción para determinar las estructuras de moléculas. ¿Con qué rapidez tendría que moverse un electrón (masa =  $9.11 \times 10^{-28}$  g) para tener la misma longitud de onda que estos rayos X?

76.- Si la velocidad del electrón A es mayor que la velocidad del electrón B, ¿cuál afirmación es correcta? ( $\lambda_A$ ,  $\lambda_B$  son las longitudes de onda de los electrones A y B). Justifica tu respuesta

- $\lambda_A > \lambda_B$
- $\lambda_A = \lambda_B$
- $\lambda_B > \lambda_A$
- $E_{\text{cinética}}(B) > E_{\text{cinética}}(A)$

## MECÁNICA CUÁNTICA Y ÁTOMOS HIDROGENOIDES

77.- ¿Qué es un orbital atómico? ¿En qué difiere un orbital atómico de una órbita?

78.- ¿Cuál es:

- a) El valor mínimo de  $n$  para  $\ell=3$ ?
- b) La letra usada para designar el subnivel con  $\ell=3$ ?
- c) El número de electrones en un subnivel con  $\ell=3$ ?
- d) El número de diferentes subcapas cuando  $n=4$ ?

79.- Dar los valores de los números cuánticos ( $n$ ,  $\ell$ ,  $m_\ell$ ) y el número de orbitales en cada subnivel para:

- a) 3p.
- b) 3d.
- c) 2d.
- d) 5f.

80.- Conteste lo siguiente:

- a) Escriba los valores posibles de  $\ell$  y  $m_\ell$  cuando  $n = 4$ .
- b) Indique qué significa cada término de la expresión 3d.
- c) ¿Qué subcapa está indicada por el conjunto de números cuánticos:  $n = 5$ ,  $\ell = 3$ ,  $m_\ell = -2$ ?
- d) ¿Cuál de las siguientes combinaciones de números cuánticos no es posible?
  - i) 3p                      ii) 2d                      iii) 1s

81.- **Diga cuál de los siguientes no es un conjunto válido de números cuánticos y explique brevemente su respuesta:**

	$n$	$l$	$m_l$	$m_s$
a)	2	0	0	$-\frac{1}{2}$
b)	1	1	0	$+\frac{1}{2}$
c)	2	1	-1	$-\frac{1}{2}$
d)	4	3	+2	$-\frac{1}{2}$

82.- De los siguientes conjuntos de números cuánticos ( $n$ ,  $l$ ,  $m_l$ ,  $m_s$ ), uno no existe. Indique cuál y porqué.

- i.                      (2,0,0,+1/2).
- ii.                     (3,2,1,+1/2).
- iii.                    (1,0,0,+1/2).
- iv.                     (2,2,1,-1/2).

83.- Cita todos los valores posibles de los números cuánticos de  $n$ ,  $l$ ,  $m_l$  y  $m_s$  que corresponden a cada una de las designaciones siguientes:

- a) 2s
- b) 5d

### ÁTOMOS POLIELECTRÓNICOS, ESPIN Y CONFIGURACIONES ELECTRÓNICAS

84.- ¿La teoría de Bohr explica el espectro de emisión de átomos polieletrónicos? ¿Por qué?

85.- ¿Cuáles de los cuatro números cuánticos determinan la energía de un electrón en un átomo de hidrógeno y en un átomo polieletrónico?

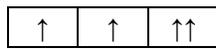
**86.-** ¿A cuáles subcapas corresponden los siguientes conjuntos de números cuánticos y cuál es el número máximo de electrones permitido para ocupar esas subcapas?

- a)  $n=2, \ell=1$ .
- b)  $n=3; \ell=2$ .
- c)  $n=4, \ell=3$ .
- d)  $n=2, \ell=1, m_\ell=0$ .

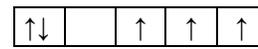
**87.-** Indica el número total de:

- a) Electrones p en el átomo de F ( $Z=9$ ).
- b) Electrones s en el átomo de P ( $Z=15$ ).
- c) Electrones 3d en el átomo de Co ( $Z=27$ ).

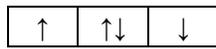
**88.-** ¿Cuáles de las siguientes porciones de diagramas de orbital que representan las configuraciones electrónicas del estado fundamental de ciertos elementos violan el principio de exclusión de Pauli y/o la regla de Hund?



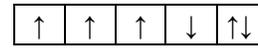
a)



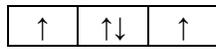
d)



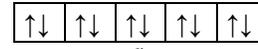
b)



e)



c)



f)

**89.-** ¿Qué significa el término “apantallamiento de electrones” en un átomo? Utiliza el átomo de Li como ejemplo y describe el efecto pantalla en la energía de los electrones en un átomo.

**90.-** Explica el significado de diamagnético y paramagnético. Menciona un ejemplo de un átomo que sea diamagnético y uno que sea paramagnético. ¿Qué significa la expresión los electrones están apareados?

**91.-** ¿Cuál de las especies siguientes tiene más electrones no apareados?  $S^+$ , S, o  $S^-$ . Explica cómo llegaste a la respuesta.

**92.-** Indica cuál de los siguientes conjuntos de números cuánticos son inaceptables en un átomo y explica por qué:

- a)  $(1, 0, 1/2, 1/2)$ ,
- b)  $(3, 0, 0, +1/2)$ ,
- c)  $(2, 2, 1, +1/2)$ ,
- d)  $(4, 3, -2, +1/2)$ ,
- e)  $(3, 2, 1, 1)$ .

**93.-** Los siguientes conjuntos de números cuánticos corresponden a cinco electrones distintos del mismo átomo. Ordénalos por energía creciente. En caso de que dos tengan la misma energía escribe primero el que tenga el menor valor para  $m_\ell$

- a)  $3, 2, -1, +1/2$ ,
- b)  $1, 0, 0, +1/2$ ,
- c)  $2, 1, 1, -1/2$ ,
- d)  $3, 2, 1, +1/2$ ,
- e)  $2, 0, 0, +1/2$ .

94.- La configuración electrónica de un átomo neutro es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ . Escribe un conjunto completo de números cuánticos para cada uno de los electrones. Identifica el elemento.

95.- Asigna un conjunto de cuatro números cuánticos a:

- Cada electrón del átomo de carbono.
- El electrón 4s del potasio.
- Todos los electrones p del azufre.
- Todos los electrones 3d del cobalto.

96.- Un átomo puede absorber un cuanto de energía y promover uno de sus electrones a un orbital de mayor energía. Cuando esto ocurre, se dice que el átomo está en un estado excitado. A continuación se proporcionan las configuraciones electrónicas de algunos átomos excitados. Identifica estos átomos y escribe sus configuraciones electrónicas en el estado fundamental:

- $1s^1 2s^1$ ,
- $1s^2 2s^2 2p^2 3d^1$ ,
- $1s^2 2s^2 2p^6 4s^1$ ,
- [Ar]  $4s^1 3d^{10} 4p^4$ ,
- [Ne]  $3s^2 3p^4 3d^1$ .

97.- Las configuraciones electrónicas siguientes corresponden a las especies hipotéticas A, B, D y E:

- ${}_3A: 1s^2 2p^1$ ,
- ${}_{16}B: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ ,
- ${}_6D: 1s^2 2s^2 2p^1 2d^1$ ,
- ${}_8E: 1s^2 2s^1 2p^5$ ,

¿Cuáles son los estados electrónicos de A, B, D y E (estado excitado, estado fundamental de un átomo o estado imposible)?

98.-

i. **Clasificar las siguientes configuraciones electrónicas clasificándolas como estado fundamental, estado excitado o estado imposible indicando cuál es la incoherencia:**

- a)  $2s^1$     b)  $1s^2 2s^2 2p^8$     c)  $1s^2 2s^1 2p^2$     d)  $1s^2 2s^2 2p^6 2d^2$     e)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$

ii. **De los siguientes conjuntos de números cuánticos (con orden  $n, l, m_l, m_s$ ), ¿cuáles son imposibles para un electrón en un átomo (explicar por qué)?**

- a) (0, 1, 0, +1/2)    b) (3, 3, 2, -1/2)    c) (2, 0, 1, +1/2)    d) (4, 3, 0, +1/2)    e) (3, 2, -2, -1)

99.- **Ordena los siguientes orbitales en forma creciente de acuerdo a su energía. Usa el ordenamiento de los niveles de energía de los átomos polielectrónicos.**

- $n = 3, l = 1, m_l = 0, m_s = +1/2$ .
- $n = 3, l = 2, m_l = +1, m_s = -1/2$ .
- $n = 5, l = 0, m_l = 0, m_s = +1/2$ .
- $n = 4, l = 2, m_l = -1, m_s = -1/2$ .
- $n = 4, l = 0, m_l = 0, m_s = -1/2$ .

100.- **En cada caso indica si se trata de la configuración del estado basal o si es un estado excitado del átomo.**

- [Ne]  $3s^2 3p^3$
- [He]  $3s^1$
- [Ar]  $4s^2 3d^6$

**101.- Los siguientes conjuntos de números cuánticos ( $n, l, m_l, m_s$ ) corresponden a cinco electrones distintos del mismo átomo. Ordénelos por energía creciente:**

- a) (3, 2, -1, +1/2).
- b) (1, 0, 0, +1/2).
- c) (2, 1, 1, -1/2).
- d) (3, 2, 1, +1/2).
- e) (2, 0, 0, +1/2).

---

## TABLA PERIÓDICA Y CONFIGURACIONES ELECTRÓNICAS

**102.-** Los elementos químicos que aparecen en la tabla periódica se han clasificado en metales, no metales y metaloides. ¿En que se basa esta clasificación? Dibuja un esquema general de una tabla periódica. Indica dónde se localizan los metales, los no metales y los metaloides. Compara las propiedades físicas y químicas de los metales y de los no metales.

**103.-** ¿Qué es un elemento representativo? Menciona el nombre y símbolos de al menos cinco elementos representativos.

**104.-** ¿Qué son los electrones de valencia? Para los elementos representativos, el número de electrones de valencia de un elemento es igual al número del grupo al que pertenece. Demuestra que esto se cumple para los siguientes elementos: Al, K, Cl, P, O, C.

**105.-** Para el átomo de Mg (12 electrones):

- a) Indicar la configuración electrónica en su estado basal.
- b) ¿Es paramagnético o diamagnético el átomo?
- c) Indicar un conjunto completo de números cuánticos ( $n, l, m_l, m_s$ ) para cada uno de los electrones externos (de valencia).

**106.-** A partir de la configuración electrónica de B, Br,  $B^{+3}$ ,  $Br^{-1}$  diga:

- a) ¿Cuál de las especies es paramagnética?
- b) ¿Cuántos electrones no apareados tiene cada uno de los átomos e iones anteriores?
- c) ¿Cuáles tienen configuración de gas noble? ¿De qué gas noble son isoelectrónicos?

**107.-** De los siguientes elementos señala cuáles de ellos son paramagnéticos y el número de electrones no apareados que contiene cada uno de ellos:

- a) Mg,
- b) P,
- c) Cl,
- d) Mn.

**108.-** Escriba el símbolo del gas noble que sea isoelectrónico con cada una de las siguientes especies:

- a)  $Br^-$ ,
- b)  $Mg^{2+}$ .

**109.-** Dadas las configuraciones electrónicas de ciertos elementos identifique a que periodo de la tabla periódica (sin consultarla) pertenecen:

- a)  $[Xe]6s^2$ ,
- b)  $[Ar]4s^23d^1$ ,
- c)  $[Kr]5s^24d^{10}5p^5$ .

**110.-** Dadas las configuraciones electrónicas de ciertos elementos identifique, sin consultar la tabla periódica, cuál es un gas noble, cuál es un halógeno, cuál es un elemento de transición y cuál es un alcalino:

- a)  $[\text{Ar}]4s^1$ ,
- b)  $1s^2 2s^2 2p^6$ ,
- c)  $[\text{Kr}]5s^2 4d^{10} 5p^5$ ,
- d)  $[\text{Ar}]4s^2 3d^2$ .

**111.-** Escribe la fórmula (símbolo y carga) para cuatro átomos o iones que sean isoelectrónicos con cada uno de los siguientes iones:

- a)  $\text{Br}^-$ ,
- b)  $\text{S}^{2-}$ ,
- c)  $\text{Xe}$ ,
- d)  $\text{Mg}^{2+}$ ,

**112.-** Agrupa las configuraciones electrónicas de los electrones de valencia de ciertos elementos dadas en cada inciso, de acuerdo a la similitud en sus propiedades químicas:

- a)  $1s^2, 2s^2 2p^6, 4s^2 3d^{10}, 5s^2 4d^{10}, 5s^2 5p^4$ .
- b)  $2s^2, 2s^2 2p^4, 2s^2 2p^5, 4s^2 4p^4, 5s^2$ .
- c)  $1s^2, 2s^2 2p^6, 4s^2 4p^3, 6s^2 6p^3, 3s^2 3p^3$ .
- d)  $2s^1, 3s^2 3p^3, 3s^2 3p^4, 5s^2 5p^3, 4s^1$ .

**113.-** Para cada uno de los siguientes elementos nuevos o no descubiertos, indica en qué grupo estarían y cuál sería la configuración electrónica para los electrones más externos (de valencia):

- a) 106,
- b) 114,
- c) 118.

**114.-** El elemento con  $Z=110$  será:

- a) Un halógeno.
- b) Un actínido.
- c) Un gas inerte.
- d) Un metal de transición.

**115.-A partir de las siguientes configuraciones electrónicas**

- i.  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^3$
- ii.  $[\text{He}] 3s^1$
- iii.  $[\text{Ar}] 4s^2 3d^6$

- a) **En cada caso indica si se trata de la configuración del estado basal o si es un estado excitado del átomo.**
- b) **Identifica a qué elemento de la tabla periódica corresponde cada una de las configuraciones.**

**116.-**

a) **Identifica el elemento en su estado basal que corresponde a cada una de las siguientes configuraciones electrónicas:**

- (i)  $1s^2 2s^2$
- (ii)  $1s^2 2s^2 2p^3$
- (iii)  $[\text{Kr}] 5s^2 4d^{10} 5p^4$

b) **Identifica los electrones de valencia y escribe los cuatro números cuánticos de cada uno.**

**117.- La configuración del estado basal de un átomo neutro es  $[\text{Ne}]3s^23p^5$ . Con esta información responde lo siguiente:**

- ¿En qué período de la tabla periódica se encuentra?***
- ¿En qué grupo?***
- ¿Cuántos electrones de valencia tiene?***
- Escribe los números cuánticos que identifican a cada uno de sus electrones de valencia***
- ¿Es paramagnético o diamagnético el átomo neutro? Justifica.***

**118.-** El número atómico del azufre (S) es 16.

- Escribe su configuración electrónica.
- Especifique cuántos electrones no apareados posee.
- Diga cuántos electrones de valencia posee.
- Especifique el estado de oxidación (carga) más común.
- Diga si es un metal, no metal o metaloide.

**119.-**

- Escriba la configuración electrónica del átomo de nitrógeno en su estado basal.
- Asigne los cuatro números cuánticos ( $n, l, m_l, m_s$ ) a cada uno de los electrones de valencia del nitrógeno.
- ¿Es paramagnético o diamagnético el átomo?

**120.-**

- Escriba la configuración electrónica del estado fundamental de los átomos e iones siguientes:***  
i)  $\text{N}^{3-}$  ii) Cl iii) Fe iv)  $\text{Mg}^{2+}$  v)  $\text{K}^+$
- ¿Cuáles de ellos son isoelectrónicos?***
- Cuáles de ellos son paramagnéticos?***

## RESPUESTAS A LOS PROBLEMAS DE LA UNIDAD 1

22.- a) Au emite la radiación de mayor energía; Na emite la radiación de menor energía.

b)  $\lambda = 455.2 \text{ nm}$ ; el elemento presente en la muestra es Ba.

23.-  $v = 4.87 \times 10^{14} \text{ s}^{-1}$ , anaranjado.

24.-  $\lambda = 0.033 \text{ m}$ ; la radiación se encuentra en la región de microondas.

25.-  $\lambda = 1497.2 \text{ nm}$ ; es factible utilizar la película para fotografía infrarroja.

26.-  $c < d < a < b$ .

31.-

- a) verdadero;
- b) falso;
- c) verdadero;
- d) verdadero.

32.-  $3.1 \times 10^{19}$  fotones/s.

33.-

- a)  $1.51 \times 10^4$  fotones;
- b) menor.

34.-  $-78.9 \text{ kJ/mol}$ .

35.-  $E = 1.3 \times 10^{-15} \text{ J}$ .

36.- b).

38.-  $E_{\text{unión}} = 4.34 \times 10^{-19} \text{ J}$ ;  $v_0 = 6.55 \times 10^{14} \text{ s}^{-1}$ ;  $458.1 \text{ nm}$ .

39.-  $418.84 \text{ nm}$ . En principio, sí; en la práctica no.

40.- Un mol de fotones con  $\lambda = 112.9 \text{ nm}$ .

41.-

- a)  $E_f > E_{\text{amarilla}}$ . No es suficiente para extraer un electrón del sodio, por lo tanto no presenta efecto fotoeléctrico.
- b)  $\lambda_0 = 540.2 \text{ nm}$ .

42.- La luz azul generará electrones con mayor energía cinética. La luz amarilla generará más electrones.

56.-

- a)  $\Delta E = -182.3 \text{ kJ/mol}$ ;
- b)  $v = 4.57 \times 10^{14} \text{ s}^{-1}$ .

58.- 5.

59.-

- c)  $\lambda = 141.98 \text{ nm}$ .
- d)  $E = 5 \times 10^{-19} \text{ J}$ .
- e)  $\lambda = 198.78 \text{ nm}$ .

60.-

- a)  $E_I = 1312.8 \text{ kJ/mol}$ .
- b)  $\lambda = 91.18 \text{ nm}$ .
- c) Absorbe.
- d)  $E_I = 328.2 \text{ kJ/mol}$ .

61.-

- a)  $\Delta E = -4.58 \times 10^{-19} \text{ J}$ ;  $v = 6.91 \times 10^{14} \text{ s}^{-1}$ ;  $\lambda = 434.2 \text{ nm}$ . Emisión.
- b)  $\Delta E = -2.04 \times 10^{-18} \text{ J}$ ;  $v = 3.08 \times 10^{15} \text{ s}^{-1}$ ;  $\lambda = 97.26 \text{ nm}$ . Emisión.
- c)  $\Delta E = 4.84 \times 10^{-19} \text{ J}$ ;  $v = 7.31 \times 10^{14} \text{ s}^{-1}$ ;  $\lambda = 410.33 \text{ nm}$ . Absorción.

62.-  $\lambda_1 = (\lambda_2 \lambda_3) / (\lambda_2 + \lambda_3)$ .

71.- b).

72.-

- a)  $7.27 \text{ nm}$ .
- b)  $6.63 \times 10^{-23} \text{ nm}$ .
- c)  $4.68 \times 10^{-28} \text{ nm}$ .
- d)  $6.65 \times 10^{-4} \text{ nm}$ .
- e) la del electrón.

73.-  $4495.2 \text{ m/s}$ .

74.-  $0.56 \text{ nm}$ .

75.-  $9.43 \times 10^6 \text{ m/s}$ .

78.-

- a) 4.
- b) f.
- c) 14.
- d) 4.

79.-

- a)  $n = 3$ ,  $\ell = 1$ ,  $m_\ell = -1, 0, 1$ , tres orbitales.
- b)  $n = 3$ ,  $\ell = 2$ ,  $m_\ell = -2, -1, 0, 1, 2$ , siete orbitales.
- c) configuración no válida.
- d)  $n = 5$ ,  $\ell = 3$ ,  $m_\ell = -3, -2, -1, 0, 1, 2, 3$ .

80.-

- a)  $\ell = 0$ ,  $m_\ell = 0$ .  
 $\ell = 1$ ,  $m_\ell = -1, 0, 1$ .  
 $\ell = 2$ ,  $m_\ell = -2, -1, 0, 1, 2$ .  
 $\ell = 3$ ,  $m_\ell = -3, -2, -1, 0, 1, 2, 3$ .
- b) subcapa caracterizada por los números cuánticos  $n = 3$  y  $\ell = 2$  ocupada por 7 electrones.
- c) 5f.
- d) ii).

86.-

- a) 2p, 6 electrones.
- b) 3d, 10 electrones.
- c) 4f, 14 electrones.
- d) 2p, 2 electrones.

87.-

- d) 5.
- e) 6.
- f) 7.

88.- a), b), d), e).

91.- S<sup>+</sup>.

92.- a), c) y e) son conjuntos de números cuánticos inaceptables.

93.- b) < e) < c) < a) = d).

94.- Mg.

95.- a) (1, 0, 0, 1/2), (1, 0, 0, - 1/2), (2, 0, 0, 1/2), (2, 0, 0, - 1/2), (2, 1, -1, 1/2), (2, 1, 0, 1/2), (2, 1, 1, 1/2), (2, 1, -1, - 1/2).  
b) (4, 0, 0, 1/2).

96.-

- a) 1s<sup>2</sup>.
- b) 1s<sup>2</sup>2s<sup>2</sup>2p<sup>3</sup>.
- c) 1s<sup>2</sup>2s<sup>2</sup>2p<sup>6</sup>3s<sup>1</sup>.
- d) [Ar]4s<sup>2</sup>3d<sup>10</sup>4p<sup>3</sup>.
- e) [Ne]3s<sup>2</sup>3p<sup>5</sup>.

97.-

- a) excitado;
- b) fundamental;
- c) imposible;
- d) excitado

100.-

- c) Estado basal
- d) Estado excitado
- e) Estado basal

105.-

- a) 1s<sup>2</sup>2s<sup>2</sup>2p<sup>6</sup>3s<sup>2</sup>;
- b) diamagnético;
- c) (3, 0, 0, 1/2), (3, 0, 0, - 1/2).

106.- B: [He]2s<sup>2</sup>2p<sup>1</sup>; Br: [Ar]4s<sup>2</sup>3d<sup>10</sup>4p<sup>5</sup>; B<sup>3+</sup>: [He]; Br<sup>-</sup>: [Kr]; a) B y Br; b) 1, 2, 0, 0; c) B<sup>3+</sup> isoelectrónico con He y Br<sup>-</sup> isoelectrónico con Kr.

107.- P, Cl, Mn.

108.- Kr, Ne.

109.-

- a) sexto;
- b) cuarto;
- c) quinto.

110.-

- a) alcalino;
- b) gas noble;
- c) halógeno;
- d) metal de transición.

111.-

- a) As<sup>3-</sup>, Kr, Rb<sup>+</sup>, Sr<sup>2+</sup>, Se<sup>2-</sup>.
- b) Cl<sup>-</sup>, Ar, K<sup>+</sup>, Ca<sup>2+</sup>.
- c) I<sup>-</sup>, Te<sup>2-</sup>, Cs<sup>+</sup>, Ba<sup>2+</sup>.
- d) Ne, F<sup>-</sup>, O<sup>2-</sup>, Al<sup>3+</sup>.

112.-

- a) 4s<sup>2</sup>3d<sup>10</sup> y 5s<sup>2</sup>3d<sup>10</sup>.
- b) 2s<sup>2</sup> y 5s<sup>2</sup>; 2s<sup>2</sup>2p<sup>4</sup> y 4s<sup>2</sup>4p<sup>4</sup>.
- c) 3s<sup>2</sup>3p<sup>3</sup>, 4s<sup>2</sup>4p<sup>3</sup> y 6s<sup>2</sup>6p<sup>3</sup>.
- d) 2s<sup>1</sup> y 4s<sup>1</sup>; 3s<sup>2</sup>3p<sup>3</sup> y 5s<sup>2</sup>5p<sup>3</sup>.

113.-

- a) VI B.
- b) IV A.
- c) VIII A.

114.- d).

## UNIDAD 2

### CAPAS ELECTRÓNICAS Y TAMAÑO DE LOS ÁTOMOS, ENERGÍA DE IONIZACIÓN Y AFINIDAD ELECTRÓNICA

- 1.- De acuerdo al modelo atómico propuesto por la mecánica cuántica, ¿consideras que tiene sentido hablar de un radio bien definido para un átomo? Justifica tu respuesta.
- 2.- La longitud del enlace entre el átomo de arsénico y el átomo de yodo medida experimentalmente en triyoduro de arsénico,  $AsI_3$ , es de 2.55 Å. ¿Qué tan cercano es este valor al que se predice con base en los radios atómicos de los elementos?
- 3.- ¿Cómo cambian los tamaños de los átomos conforme nos movemos:
  - a) De izquierda a derecha en una fila de la tabla periódica?
  - b) De arriba hacia abajo en un grupo de la tabla periódica?
- 4.- ¿Por qué el átomo de He tiene un radio más pequeño que el de H? ¿Por qué el átomo de He es más pequeño que el de Ne?
- 5.- Define radio iónico. ¿Cómo cambia el tamaño de un átomo cuando se convierte en: a) un anión y b) un catión? Justifica tus respuestas.
- 6.- Explica por qué, para iones isoelectrónicos, los aniones son mayores que los cationes.
- 7.- Ordena los siguientes elementos de acuerdo a radio atómico creciente:
  - a) O, P, Si, Ge.
  - b) Mg, K, Na, Rb.
  - c) F, O, Ne, S.
  - d) Ca, Al, Mg, Ba.
- 8.- Acomoda en orden decreciente de radio iónico a las especies  $K^+$ ,  $Cl^-$ ,  $S^{2-}$ , y  $Ca^{2+}$ .
- 9.- Indica el orden creciente de radio iónico para las especies  $O^{2-}$ ,  $Na^+$ ,  $F^-$  y  $Mg^{2+}$ .
- 10.- ¿Qué tendencia debemos esperar en el tamaño iónico de una familia dada? Discútelo para los alcalinos y los halógenos. ¿Qué sucede a lo largo de un periodo? Analízalo para los elementos representativos.
- 11.- En cada par de átomos ¿cuál tiene el mayor radio atómico?
  - a) Na o K.
  - b) K o Ca.
  - c) Cl o Br.
  - d) Br o Cr.

12.- Dadas las configuraciones electrónicas siguientes:

- E1:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ ,  
 E2:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ ,  
 E3:  $1s^2 2s^2 2p^6$ ,  
 E4:  $1s^2 2s^2 2p^5$ ,  
 E5:  $1s^2 2s^2 2p^4$ .

Di si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

- El elemento con mayor radio atómico es E5.
- El elemento con menor radio iónico es E1, cuando todos son isoelectrónicos con E3.
- El elemento con menor radio atómico es E3.

13.- Considere los radios atómicos de 110 pm, 118 pm, 120 pm, 122 pm y 135 pm, pero no sabe a qué elementos (As, Ga, Ge, P y Si) corresponden estos valores. ¿Cuál debe ser el valor del radio atómico del Ge?

14.- Clasifica cada conjunto de átomos en orden de radio atómico creciente:

- Ca, Mg, Be
- Ga, Br, Ge
- Al, Tl, Si

15. ¿Cuál átomo de cada uno de los pares siguientes tendrá la primera energía de ionización más grande?

- Cl, Ar
- Be, Ca
- Sn, Te

16.- Una de las propiedades periódicas que se pueden analizar son los radios iónicos, los cuales se determinan midiendo la distancia entre iones en una sustancia. En la tabla siguiente se presentan los valores de los radios atómicos y iónicos para el calcio y el cinc:

átomo	Radio atómico (A)	ión	Radio iónico (A)
Ca	1.97	$Ca^{2+}$	1.00
Zn	1.34	$Zn^{2+}$	0.74

- Explique por qué el radio del Ca es mayor que el del Zn
- Por qué la diferencia entre los radios atómicos y iónicos
- Si existieran los iones  $Ca^+$  y  $Zn^+$  cómo serían los valores de sus radios iónicos comparados con valores reportados en la tabla.

17.- En cada par de átomos, ¿cuál tiene el mayor radio atómico?

- Na o K.
- K o Ca.
- Cl o Br.
- Br o Cr.

18.- Realice lo indicado en cada uno de los siguientes incisos y explique su respuesta

- Ordene los átomos siguientes de menor a mayor radio atómico: Na, Be, Mg.
- Ordene los siguientes iones de menor a mayor radio iónico:  $Rb^+$ ,  $Sr^{2+}$  o  $Y^{3+}$
- ¿Cuál es mayor, la tercera energía de ionización del Ca o la del S?

19.- Considere a los elementos con las siguientes configuraciones:

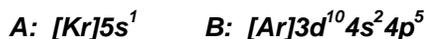


- Para cada elemento, indique si se trata de un metal, un no metal o un metaloide.
- ¿Qué elemento tiene la mayor primera energía de ionización?
- ¿Qué elemento tiene el mayor radio atómico?

20.- Considera los siguientes elementos: He, Cl, P, Na y Al:

- Ordénalos de forma creciente de acuerdo a su radio atómico
- Indica el elemento que tiene la mayor 1ª energía de ionización
- Indica el elemento que presenta la 1ª afinidad electrónica más exotérmica (más negativa)

21.- Los elementos A y B tienen las siguientes configuraciones electrónicas:



- ¿Cuál de los dos elementos presenta la mayor 1ª energía de ionización?
- ¿Cuál de los dos elementos presenta el mayor valor absoluto de la 1ª afinidad electrónica?
- ¿Cuál de los dos elementos tiene el mayor radio atómico?

22.- Compara la energía de ionización, la afinidad electrónica y el tamaño del fósforo (P) con las del sodio (Na). Explica tu respuesta.

23.- Ordene los siguientes elementos: Sr, Mg, Rb, Si, P, N

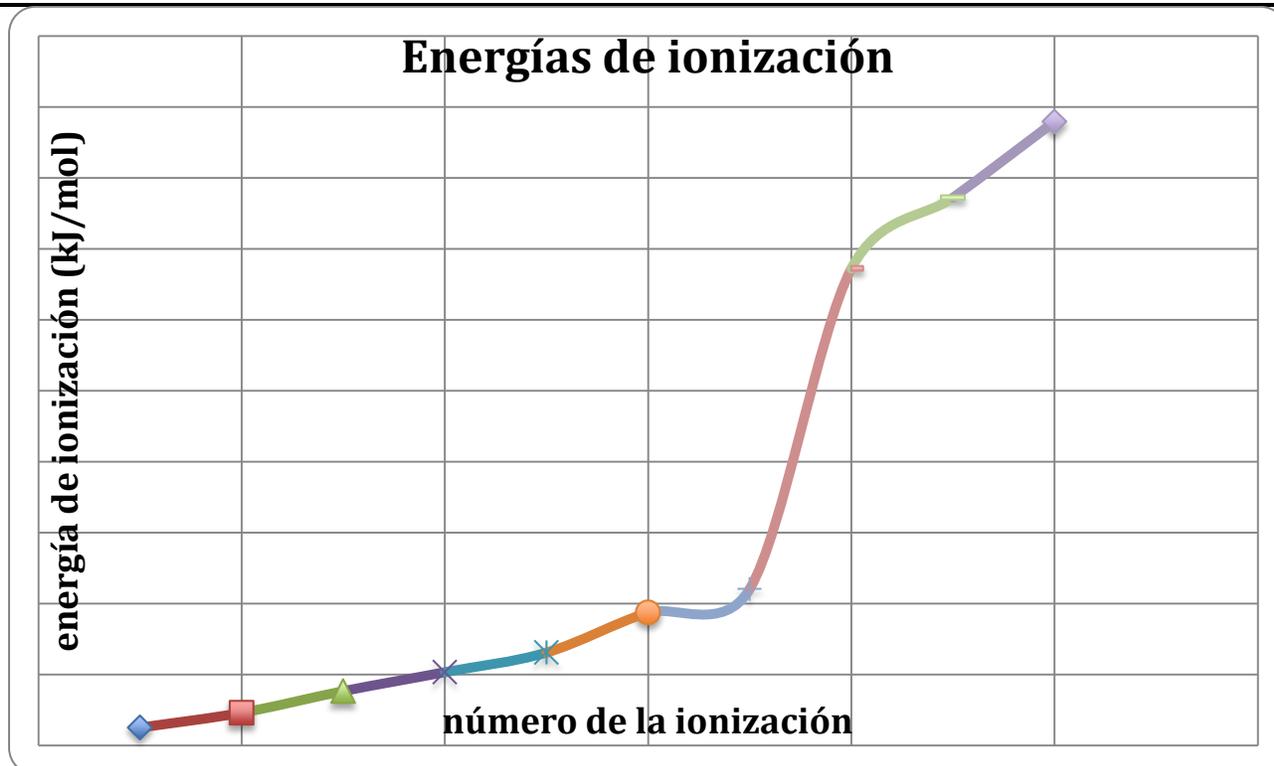
- En orden creciente de radio atómico.
- En orden creciente de la primera energía de ionización.

24.- Indicar el elemento de la tabla periódica que,

- presenta la mayor 1ª energía de ionización en los metales alcalinotérreos
- tiene la 1ª afinidad electrónica más exotérmica en el período 3
- presenta el menor radio atómico en el grupo 15 (VA)
- presenta la mayor 2ª energía de ionización del bloque s y período 3

25.- De los elementos siguientes, Ne, K, Na, Kr ¿cuál tiene mayor la primera energía de ionización?

26.- La configuración del estado basal de un átomo neutro es  $[\text{Ne}]3s^23p^5$ . Con esta información responde lo siguiente: La gráfica de las energías de ionización sucesivas de este átomo se muestra a continuación. Con base en ella explica el salto que se observa entre la séptima y octava ionización.



- 27.- Define energía de ionización. ¿Por qué la segunda energía de ionización siempre es mayor que la primera energía de ionización para cualquier elemento?
- 28.- Dibuja un esquema de la tabla periódica y muestra las tendencias de la primera energía de ionización de los elementos en un grupo y en un periodo. ¿Qué tipo de elementos tienen las mayores energías de ionización y qué tipo de elementos tienen las menores energías de ionización?
- 29.- Se sabe que dentro de cada periodo, la primera energía de ionización aumenta con el número atómico, y que dentro de un grupo, la primera energía de ionización disminuye cuando el número atómico crece. Sin utilizar los valores de las energías de ionización, dibuja una gráfica que represente este comportamiento. ¿Por qué solo se observa esta tendencia con la primera energía de ionización y no se observa con la segunda, la tercera o la cuarta energía de ionización? ¿Encuentras alguna tendencia periódica en los valores de la segunda energía de ionización?
- 30.- En general, la energía de ionización aumenta de izquierda a derecha a lo largo de un determinado periodo. Sin embargo, el aluminio tiene una energía de ionización menor que el magnesio. Explica esta tendencia de comportamiento.
- 31.- Dos átomos tienen las siguientes configuraciones electrónicas  $1s^2 2s^2 2p^6$  y  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ . La primera energía de ionización de uno es 2080 kJ/mol, y la del otro es 496 kJ/mol. Asigna cada valor de energía de ionización a cada una de las configuraciones propuestas. Justifica tu elección. Identifica los elementos a los que corresponden dichas configuraciones electrónicas.
- 32.- Entre el Na y el Mg, ¿cuál tendrá la mayor energía de segunda ionización? Justifica tu respuesta.
- 33.-
- La cuarta energía de ionización del aluminio es 11600 kJ/mol, mientras que la cuarta energía de ionización del silicio es 4354 kJ/mol. ¿Cómo se puede explicar esta gran diferencia?
  - Para el magnesio, los valores sucesivos de las energías de ionización (en kJ/mol) son 738, 1450 y 7730. ¿Cómo puedes explicar estos valores?

34.- Con los valores que se presentan en la siguiente tabla construya una gráfica. ¿Encuentras alguna tendencia periódica? En caso afirmativo, ¿cómo lo explicas? ¿Algún elemento o elementos se desvían de la tendencia observada?

Elemento	Tercera energía de ionización (kJ/mol)
Mg	7730
Al	2744
Si	3228
P	2905
S	3375
Cl	3850
Ar	3945

35.- La primera energía de ionización del potasio ( $Z = 19$ ) es de 100 kcal/mol, mientras que la del berilio ( $Z = 4$ ) es de 214 kcal/mol. ¿Cuál de las segundas energías de ionización de estos elementos será mayor y por qué?

36.- Define afinidad electrónica. La energía de ionización siempre es una cantidad positiva en tanto que la afinidad electrónica puede ser positiva o negativa. ¿Por qué? Justifica tu respuesta.

37.- Especifica para cuál de los siguientes elementos se esperaría una mayor afinidad electrónica: He, K, Co, S, o Cl.

38.- Considerando los valores de afinidad electrónica de los metales alcalinos, ¿sería posible que estos metales formaran un anión  $M^-$ , donde M representa un metal alcalino?

39.- Para la mayor parte de los átomos neutros y para los iones con carga positiva, se desprende energía cuando se adiciona un electrón, por lo que la afinidad electrónica es negativa. ¿Cómo puede explicar que se desprenda energía cuando se adiciona un electrón? Si la afinidad electrónica es negativa, mientras más negativo sea su valor, ¿será mayor o menor la atracción de los electrones?

40.- **Los valores de afinidad electrónica (en valor absoluto) de dos elementos, el de configuración  $[Ne]3s^2 3p^5$  y otro del mismo período, son 63.0 kJ/mol y 349.0 kJ/mol, ¿cuál de estos valores le asignarías al primero? Justifica tu selección.**

41.- Para un átomo cuyo valor de energía de ionización es elevado determina si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

- La afinidad electrónica es baja.
- Los electrones de valencia están débilmente unidos.
- El elemento tiene propiedades metálicas.
- Los electrones de valencia están fuertemente unidos.

42.- Dadas las configuraciones electrónicas siguientes:

- E1:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ ,  
 E2:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ ,  
 E3:  $1s^2 2s^2 2p^6$ ,  
 E4:  $1s^2 2s^2 2p^5$ ,  
 E5:  $1s^2 2s^2 2p^4$ .

Di si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

- La menor primera energía de ionización corresponde al elemento E5.
- La primera afinidad electrónica más exotérmica, esto es que libera más energía, corresponde al elemento E4.
- El elemento de mayor primera energía de ionización es el E3.

43.- Acomode en orden creciente de a) primera energía de ionización, b) afinidad electrónica exotérmica los siguientes átomos: O, F, Na, Mg.

44.- ¿Cuál miembro de cada par tiene la mayor afinidad electrónica exotérmica?

- a) Ar o Cl;
- b) F u O;
- c) Br o Ge;
- d) Al o Mg.

45.- En el planeta Zerk, la tabla periódica de los elementos es ligeramente diferente de la nuestra. En Zerk, existen sólo dos orbitales p, por lo que una subcapa p mantiene sólo 4 electrones. Hay sólo 4 orbitales d por lo que una subcapa d sólo retiene 8 electrones. Todo lo demás es igual que en la tierra, como por ejemplo el orden de llenado (1s,2s, etc.), así como lo característico de los gases nobles, metales y no metales. Construye una tabla periódica zerkiana utilizando los números para elementos hasta el elemento número 50. Luego, responde las siguientes preguntas:

En el segundo período hay \_\_\_\_\_ elementos.

En el cuarto período hay \_\_\_\_\_ elementos.

Los números atómicos de los gases nobles al final del tercer y cuarto período son \_\_\_\_\_ y \_\_\_\_\_, respectivamente.

El elemento número 12 tendrá un radio atómico \_\_\_\_\_ que el elemento número 13. El elemento número 6 tendrá un radio atómico \_\_\_\_\_ que el elemento número 12.

El elemento número 15 tendrá una energía de ionización \_\_\_\_\_ que el elemento número 14.

La afinidad electrónica del elemento número 8 será \_\_\_\_\_ que la afinidad electrónica del elemento número 10.

46.- Para un átomo que no pertenece a los gases nobles, cuyo valor de primera energía de ionización es grande, determine si son verdaderas (V) o falsas (F) las siguientes afirmaciones:

- a) *La afinidad electrónica es baja.* ( )
- b) *Los electrones de valencia están débilmente unidos.* ( )
- c) *El elemento tiene propiedades metálicas.* ( )
- d) *Los electrones de valencia están fuertemente unidos.* ( )

---

### METALES, NO METALES Y METALOIDES.

47.- De los siguientes elementos: Li, Mg, As, O, F, Ar, V, y Nb, ¿cuáles esperarías que fueran buenos conductores del calor y la electricidad?

48.- El arreglo de Al, Si y P en orden de su habilidad para conducir electricidad es:

- a) Si>Al>P,
- b) Al>Si>P,
- c) Si>P>Al,
- d) Al>P>Si.

49.- Si la configuración electrónica de un elemento es:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^1$ . ¿Cuáles de las siguientes propiedades se le pueden asociar?

- a) Lustre.
- b) Baja conductividad eléctrica.
- c) Mal conductor del calor.
- d) Alta conductividad eléctrica.

**50.-** Dados tres elementos con las siguientes configuraciones

i)  $[\text{Ne}]3s^23p^4$ , ii)  $[\text{Ne}]3s^23p^2$  iii)  $[\text{Ne}]3s^2$ , indique:

- a) ¿Cuál no es lustroso?
- b) ¿Cuál es maleable?
- c) ¿Cuál es un semiconductor eléctrico?

**51.-** Los átomos de un cierto grupo A se caracterizan porque sus electrones más externos (los electrones de valencia) ocupan la subcapa s. Los átomos de un grupo B se caracterizan porque sus electrones de valencia ocupan la subcapa p. Determine lo siguiente:

- a) ¿Los compuestos obtenidos al hacer reaccionar los átomos del grupo A con los del grupo B serán de tipo iónico o de tipo molecular?
- b) ¿Cuál grupo de átomos forma exclusivamente compuestos moleculares?

**52.-** La siguiente figura representa solamente un esquema de la tabla periódica y obedece la ley periódica cumpliendo con todas sus características.

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

Los elementos han sido representados con letras y solamente debe observarse la posición entre estas para responder a lo siguiente, marcando con una **X** el paréntesis que corresponda a cada uno de los planteamientos:

	Mayor	Menor	Igual
El elemento M respecto al A tendrá el número de electrones de valencia	( )	( )	( )
El elemento G respecto al O tendrá una afinidad electrónica	( )	( )	( )
El elemento Q respecto al J tendrá una energía de ionización	( )	( )	( )
El elemento K respecto al E tendrá un carácter metálico	( )	( )	( )
El elemento H respecto al B tendrá un radio atómico	( )	( )	( )

**53.-** Explica, en términos de configuraciones electrónicas, por qué el hidrógeno exhibe propiedades similares tanto a las de Li como a las de F.

## RESPUESTAS A LOS PROBLEMAS DE LA UNIDAD 2

7.-

- a)  $O < P < Si < Ge$ .
- b)  $Mg < Na < K < Rb$ .
- c)  $Ne < F < O < S$ .
- d)  $Al < Mg < Ca < Ba$ .

8.-  $S^{2-} > Cl^{-} > K^{+} > Ca^{2+}$ .

9.-  $Mg^{2+} < Na^{+} < F^{-} < O^{2-}$ .

11.-

- c) K;
- d) K;
- e) Br;
- f) Cr.

12.-

- a) falso;
- b) verdadero;
- c) verdadero.

31.-  $1s^2 2s^2 2p^6$  EI = 2080 kJ/mol;  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$  EI = 496 kJ/mol.

32.- Na, ya que  $Na^{+}$  es isoelectrónico con un gas noble (Ne).

33.-

- a) Porque  $Al^{3+}$  es isoelectrónico con un gas noble;
- b) el incremento abrupto en la tercera energía de ionizaciones es porque  $Mg^{2+}$  es isoelectrónico con un gas noble.

35.- El potasio porque  $K^{+}$  es isoelectrónico con un gas noble.

37.- Para Cl se esperaría mayor afinidad electrónica.

41.-

- a) falso;
- b) falso;
- c) falso;
- d) verdadero

42.-

- a) falso;
- b) verdadero;
- c) verdadero.

43.- a)  $Na < Mg < O < F$ ; b)  $Mg < Na < O < F$ .

44.-

- a) Cl,
- b) F;
- c) Br;
- d) Al.

47.- Li, Mg, V y Nb.

48.- b).

49.- a) y d).

50.-

- a) i);
- b) iii);
- c) ii).

51.-

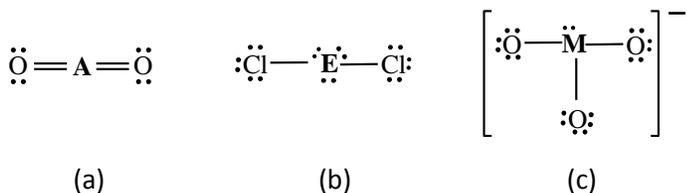
- a) tipo iónico;
- b) grupo B.

53.- Al igual que el Li, el H sólo tiene un electrón de valencia, y su estado más común de oxidación es +1. Al igual que el F, el H sólo necesita un electrón para adoptar la configuración electrónica del gas noble más cercano; tanto el H como el F pueden existir en el estado de oxidación -1.

## UNIDAD 3

### SÍMBOLOS DE LEWIS Y REGLA DEL OCTETO

- 1.- ¿Qué es un símbolo de Lewis? ¿A qué elementos se aplica principalmente?
- 2.- Escribe los símbolos de Lewis para los átomos de los elementos Ca, N, Na, O y Cl. ¿Qué información puedes obtener a partir de los símbolos de Lewis con respecto al tipo de enlace que predominantemente formarían al unirse a otro átomo cualesquiera?
- 3.- Escribe los símbolos de puntos de Lewis para los siguientes iones:
  - a)  $\text{Be}^{2+}$ .
  - b)  $\text{I}^-$ .
  - c)  $\text{S}^{2-}$ .
  - d)  $\text{Al}^{3+}$ .
  - e)  $\text{P}^{3-}$ .
  - f)  $\text{Mg}^{2+}$ .
  - g)  $\text{Pb}^{4+}$ .
  - h)  $\text{N}^{3-}$ .
- 4.- Utiliza símbolos de Lewis para representar la reacción de formación del sulfuro de hidrógeno. Indica cuáles pares de electrones en el  $\text{H}_2\text{S}$  son enlazantes y cuáles son pares solitarios.
- 5.- Con la información proporcionada por las estructuras atómicas de Lewis, indica la fórmula molecular más probable para compuestos formados al reaccionar:
  - a) Silicio y cloro.
  - b) Arsénico e hidrógeno.
  - c) Flúor y azufre.
- 6.- Dibuje las estructuras de Lewis para las siguientes especies químicas:
  - a)  $\text{BH}_4^-$ .
  - b)  $\text{CO}_2$ .
  - c)  $\text{NH}_3$ .
- 7.- *En las siguientes especies, el átomo central es un elemento representativo. En cada caso, indique en qué grupo de la tabla periódica se ubica el átomo central.*



- 8.- Escribe las estructuras de Lewis para las moléculas siguientes:
  - a)  $\text{ICl}$ .
  - b)  $\text{P}_4$  (cada P está enlazado a otros tres átomos de P).
  - c)  $\text{H}_2\text{S}$ .
  - d)  $\text{N}_2\text{H}_4$ .
  - e)  $\text{COBr}_2$  (el átomo de C es el átomo central).
  - f)  $\text{NO}^+$ .
  - g)  $(\text{NH}_4)^+$ .
  - h)  $(\text{PO}_4)^{3-}$ .

## ENLACE IÓNICO

- 9.- Explica qué es un enlace iónico.
- 10.- ¿Por qué la energía de ionización y la afinidad electrónica determinan que los elementos se combinen entre sí para formar compuestos iónicos?
- 11.- ¿En cuáles de los siguientes estados el KCl podría conducir electricidad?
- Sólido.
  - Fundido.
  - Disuelto en agua.
- Justifica tus respuestas.
- 12.- El  $\text{MgF}_2$  es un compuesto iónico, ¿cuál de las afirmaciones siguientes es incorrecta?
- El número de electrones que se transfieren del Mg a los átomos de F son dos.
  - Al formarse el compuesto el átomo de Mg gana dos electrones.
  - Los átomos de flúor están como iones  $\text{F}^-$ .
  - La atracción que une a los iones de flúor con el átomo de magnesio es de naturaleza electrostática.
- 13.- Escribe la fórmula química del compuesto iónico formado por los siguientes pares de elementos:
- Ca y F.
  - Na y S.
  - Y y O.
  - Li y Cl.
- 14.- Por medio de los símbolos de Lewis, representa la reacción entre los siguientes pares de átomos y predice la fórmula química del compuesto iónico formado:
- K y S.
  - Ba y O.
- 15.- **Utilice los símbolos de puntos de Lewis para predecir y dibujar el producto de las siguientes reacciones:**
- $\text{K} + \text{Te} \rightarrow$
  - $\text{Sr} + \text{O} \rightarrow$
  - $\text{Al} + \text{Br} \rightarrow$
- 16.- Define el término energía de red. ¿Qué papel desempeña la energía de red en la estabilidad de los compuestos iónicos? ¿Qué factores determinan la magnitud de la energía de red de un compuesto iónico?
- 17.- Explica las siguientes tendencias en la energía de red:
- $\text{MgO} > \text{MgS}$ .
  - $\text{LiF} > \text{CsBr}$ .
  - $\text{CaO} > \text{KF}$ .
- 18.- ¿El compuesto que tiene la mayor energía de red es? Justifica
- $\text{CaBr}_2$ ,
  - $\text{CaCl}_2$ ,
  - $\text{CaO}$ ,
  - $\text{CaS}$ ,
- 19.- **Ordena los siguientes compuestos iónicos en orden de energía de red creciente: NaF, CsI, CaO.**

**20.- De los siguientes compuestos iónicos:  $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{NaF}$  y  $\text{MgO}$ :**

- Escribe la configuración electrónica de cada uno de los iones*
- ¿Cuál ion tiene menor radio? Justifica tu respuesta.*
- ¿Cuál compuesto iónico tiene mayor energía de red? Justifica tu respuesta.*

**21.- De los siguientes compuestos iónicos  $\text{MgCl}_2$ ,  $\text{NaCl}$ ,  $\text{CaCl}_2$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ :**

- Identifica a todos los iones presentes.*
- Indica cuál ion tiene el menor radio.*
- Indica cuál compuesto tiene la mayor energía de red.*

---

## ENLACE COVALENTE

**22.-** Explica qué es un enlace covalente. ¿Cuál es la contribución de Lewis para entender el enlace covalente?

**23.-** Compara las propiedades físicas y químicas de los compuestos iónicos y los compuestos covalentes.

**24.-** ¿En qué difieren los enlaces del  $\text{Cl}_2$  de los del  $\text{NaCl}$ ?

**25.-** Utilizando símbolos de Lewis representa la reacción entre:

- Átomos de calcio y oxígeno para formar  $\text{CaO}$ .
  - Átomos de Al y F.
  - Átomos de P y H para formar  $\text{PH}_3$ .
- Indica si los compuestos formados son iónicos o covalentes.

**26.-** ¿El compuesto que tiene el enlace más covalente, o menos iónico es?

- $\text{AlCl}_3$ ,
- $\text{MgCl}_2$ ,
- $\text{NaCl}$ ,
- $\text{BCl}_3$ ,
- $\text{KCl}$ .

**27.-** Define longitud de enlace y distingue los enlaces sencillo, doble y triple en una molécula y escribe un ejemplo de cada uno. Para los mismos átomos enlazados, ¿cómo cambia la longitud de enlace de un enlace sencillo a uno doble y a uno triple?

**28.-** Utilizando una representación tipo Lewis determine el número de enlaces sencillos, dobles o triples en:

- $\text{CO}_2$ .
- $\text{NH}_3$ .
- $\text{N}_2$ .
- $\text{H}_2\text{O}$ .
- $\text{NF}_3$ .

**29.-** Construye una estructura de Lewis para el  $\text{O}_2$  en la que cada átomo alcance un octeto de electrones. Explica por qué es necesario formar un doble enlace en la estructura de Lewis. El enlace O-O en el  $\text{O}_2$  es más corto que en los compuestos que contienen un enlace sencillo. Explica esta observación.

---

## ELECTRONEGATIVIDAD Y POLARIDAD DE ENLACE

**30.-** ¿Qué significa el término electronegatividad? En la escala de electronegatividad establecida por Pauling, ¿cuánto abarca la gama de valores de electronegatividad de los elementos? ¿Qué elemento tiene la electronegatividad más alta? ¿A cuál elemento corresponde la electronegatividad más baja?

31.- ¿Existe alguna relación entre la electronegatividad y el tipo de enlace que un átomo “x” forma con un átomo “y”?

32.- ¿Qué es un enlace covalente polar?

33.- De acuerdo a la polaridad predicha por la electronegatividad de los átomos (consulte tablas si es necesario) que forman el enlace, ordena en forma creciente de polaridad los enlaces de las siguientes series:

- Si-O, C-Br y As-Br.
- H-Se, P-Cl y N-Cl.
- H-F, O-F y Be-F.
- C-S, B-F y N-O
- O-Cl, S-Br y C-P.

Indica las cargas parciales ( $\delta^+$ ,  $\delta^-$ ) que corresponden a cada uno de los átomos.

### REPRESENTACIÓN DE LAS ESTRUCTURAS DE LEWIS, CARGAR FORMAL Y ESTRUCTURAS RESONANTES

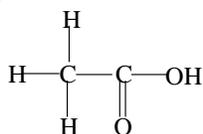
34.- Explica en qué consiste la resonancia y define el término “estructura de resonancia”.

35.- **Dibuje las estructuras de resonancia de las especies químicas  $\text{NO}_2^-$  y  $\text{SO}_2$ . El átomo central cumple con la regla del octeto**

36.- Escribe las estructuras de resonancia para las especies siguientes:

- $\text{SO}_3$ .
- $(\text{NO}_2)^-$ .
- $\text{HNO}_3$ .
- $\text{H}_3\text{CNO}_2$  (C es el átomo central y los dos O están unidos al N).
- $\text{O}_3$ .
- $\text{CO}_3^{2-}$ .
- $\text{HCO}_2^-$  (el H y ambos átomos de O están unidos al C).

37.- El ácido acético tiene la siguiente estructura:



Los dos enlaces entre C y O tienen longitudes diferentes. Cuando la molécula del ácido acético pierde el H del grupo OH para formar el ión acetato, los dos enlaces C-O son de igual longitud. Explica tal situación.

38.- **Para las especies químicas:  $\text{NF}_3$  y  $\text{NO}_2^-$**

- Obtenga las estructuras de Lewis.
- Dibuje las posibles estructuras de resonancia.

39.- **Para las especies  $[\text{ClO}]^-$ ,  $\text{NO}$  y  $\text{SO}_2$ :**

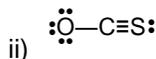
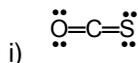
- Escribir la estructura de Lewis de cada una.
- ¿Cuál(es) especie(s) presenta(n) resonancia? indicar las estructuras resonantes.
- ¿Cuál(es) especie(s) no cumple(n) la regla del octeto?

40.- ¿Qué son las cargas formales y cuál es su utilidad?

41.- Utilice los conceptos de carga formal y electronegatividad para explicar por qué la mejor estructura de Lewis para el  $\text{BF}_3$  es la que tiene menos de un octeto alrededor del boro.

42.- Los átomos en la molécula de  $\text{N}_2\text{O}_5$  están enlazados de forma tal que cada átomo de nitrógeno está unido a tres átomos de oxígeno, y uno de los átomos de oxígeno está unido a los dos átomos de nitrógeno. Utilice el criterio de las cargas formales para seleccionar la(s) fórmula(s) de Lewis para este compuesto. Se sabe que las longitudes de enlace N-O pueden ser de 118 pm o de 136 pm. De acuerdo a las estructuras de Lewis que propusiste, indica a cuales de los enlaces les asignarías estas distancias.

43.- ¿Cuál de las siguientes estructuras será mas estable? ¿Por qué?

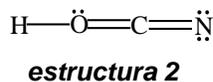
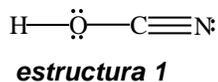


44.- Determina las cargas formales del átomo de C en cada uno de los siguientes compuestos:

- a)  $\text{CO}_3^{-2}$ .
- b)  $\text{CO}_2$ .
- c)  $\text{CO}$ .
- d)  $\text{CS}_2$ .

45.- El compuesto  $\text{S}_2\text{N}_2$  tiene una estructura tal que los átomos de S y N se encuentran alternados en los vértices de un cuadrado. Dibuja todas las estructuras de resonancia en las que los átomos cumplan con la regla del octeto. De éstas, selecciona aquellas en las cuales la carga formal de todos los átomos sea cero.

46.- Hay 3 estructuras de resonancia para la molécula de  $\text{HOCN}$ :



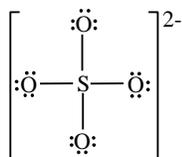
**Cuál de las estructuras de resonancia propuestas es la que tiene mayor probabilidad de existir. Justifique su respuesta.**

47.- Justifique, con base en las cargas formales, cuál de las tres posibles estructuras que cumplen con el octeto es la más estable para la molécula:  $\text{HCNS}$  (enlace los átomos estrictamente en el orden en que está escrita la fórmula)

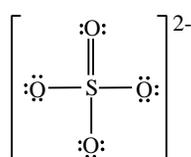
48.- En las tres estructuras de Lewis siguientes, propuestas para el ion sulfato,  $\text{SO}_4^{2-}$

a) Indique todas las cargas formales para cada estructura y prediga cuál estructura es la más estable.

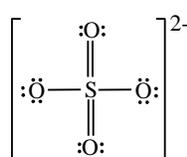
b) Indique en cuál(es) estructura(s) hay resonancia y cuántas hay en cada caso.



(i)

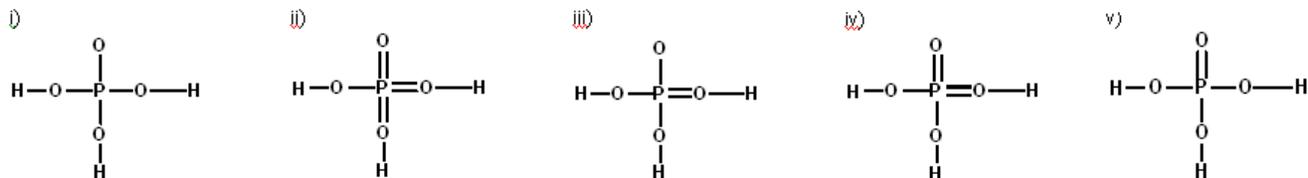


(ii)



(iii)

49.- En la molécula de  $H_3PO_4$ , completa con electrones las siguientes estructuras de Lewis y determina cuál es la más probable, justificando tu elección

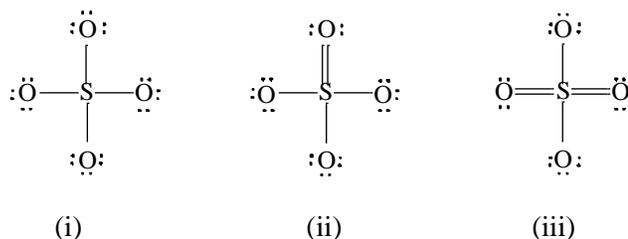


50.- El ácido cianico tiene sus átomos unidos en el orden escrito por la fórmula: HOCN

- Escribe todas las posibles estructuras de resonancia de este compuesto.
- Asigna la carga formal en cada átomo, para cada una de las estructuras de resonancia.
- Determina cuál de las estructuras de resonancia propuestas es la que tiene mayor probabilidad de existir.

51.- Justifique, con base en las cargas formales, cuál de las tres posibles estructuras que cumplen con el octeto es la más estable para la molécula: HCNS (enlace los átomos estrictamente en el orden en que está escrita la fórmula).

52.- Las siguientes representaciones corresponden a estructuras del  $SO_4^{2-}$ .



- Determine en cada una de ellas la carga formal de cada átomo.
- Prediga cuál de ellas es la estructura más estable. Justifique su elección

### EXCEPCIONES A LA REGLA DEL OCTETO

53.- ¿Cuál es la excepción más común a la regla del octeto? Escribe la estructura de Lewis para cada una de las especies siguientes:  $XeF_2$ ,  $XeF_5^+$ ,  $TeF_6$ ,  $I_3^-$ ,  $BH_3$ ,  $SO_2$ ,  $AsF_6^-$ ,  $O_2^-$ ,  $BrF_5$  y  $SO_3^{2-}$ . Identifica los que no obedecen la regla del octeto y explique por qué no lo hacen.

54.- Para cada una de las moléculas o iones poliatómicos siguientes:

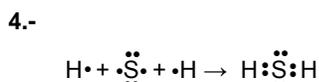
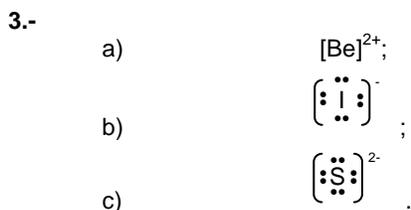
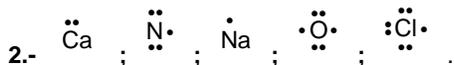
i)  $BrF_2^+$  ii)  $SeBr_6$  iii)  $SO_4^{2-}$

- Escribe la estructura de Lewis.
- Indica si el átomo central cumple o no la regla del octeto.

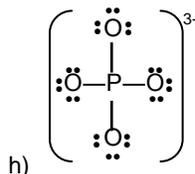
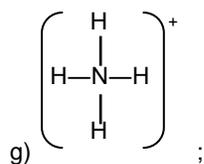
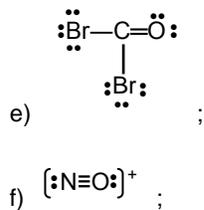
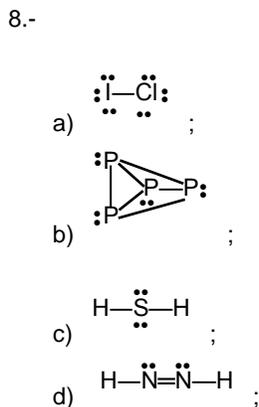
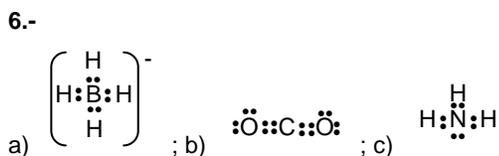
55.- El compuesto  $S_2N_2$  tiene una estructura tal que los átomos de S y N se encuentran alternados en los vértices de un cuadrado. Dibuja todas las estructuras de resonancia en las que el átomo de azufre presente un octeto expandido. De éstas, selecciona aquellas en las cuales la carga formal de todos los átomos sea cero.

- 
- 56.-** Las fórmulas de los fluoruros formados por los elementos del tercer periodo son NaF,  $MgF_2$ ,  $AlF_3$ ,  $SiF_4$ ,  $PF_5$ ,  $SF_6$  y  $ClF_3$ , respectivamente.
- Clasifica cada uno de estos compuestos como iónico o covalente y escribe la fórmula de Lewis correspondiente.
  - ¿Alguna de las estructuras de Lewis no obedece la regla del octeto?
  - ¿Observas alguna tendencia en el tipo de enlace formado conforme se avanza de izquierda a derecha en el periodo?
  - ¿A qué propiedad o propiedades periódicas atribuyes la tendencia observada?
  - ¿Qué propiedades químicas esperaría para tales fluoruros?
- 57.-** Utiliza el criterio de cargas formales para seleccionar la estructura de Lewis que describa adecuadamente la distribución electrónica en las moléculas  $SOF_2$ ,  $HClO_2$ ,  $POCl_3$ ,  $ClO_2F$  (considera que los átomos centrales en estas moléculas pueden extender su octeto).

### RESPUESTAS A LOS PROBLEMAS DE LA UNIDAD 3



El el  $\text{H}_2\text{S}$ , los puntos que están entre H y S son los pares enlazantes. Los puntos que se encuentran sobre el símbolo del azufre son los pares solitarios.



11.- b) y c).

12.- b).

13.-

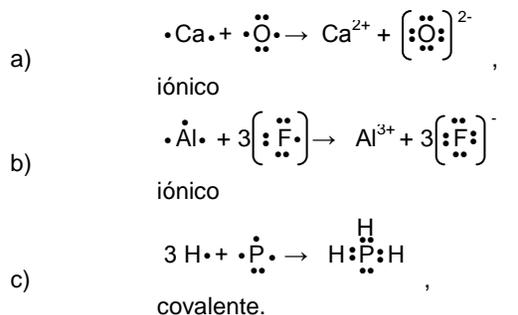
- a)  $\text{CaF}_2$ ;
- b)  $\text{Na}_2\text{S}$ ;
- c)  $\text{Y}_2\text{O}_3$ ;
- d)  $\text{LiCl}$ .

17.-

- a)  $\text{O}^{2-}$  es menor que  $\text{S}^{2-}$ ; el mayor acercamiento de los iones con carga opuesta del  $\text{MgO}$  se produce una mayor atracción electrostática
- b) Los iones tienen cargas  $1^+$  y  $1^-$  en ambos compuestos, pero los radios iónicos son más pequeños en el  $\text{LiF}$ , lo que da por resultado fuerzas electrostáticas de atracción más grandes.
- c) Los iones del  $\text{CaO}$  tienen cargas mayores que los iones del  $\text{KF}$ .

18.- c)

25.-



26.- d).

28.-

- a) dos dobles;
- b) tres sencillos;
- c) un triple;
- d) dos sencillos;
- e) tres sencillos.

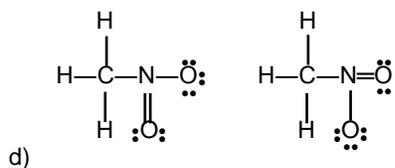
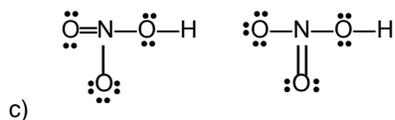
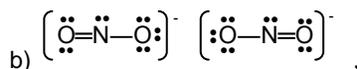
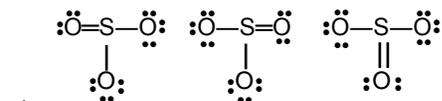
33.-

- a)  $\text{C}^{\delta+}-\text{Br}^{\delta-} < \text{As}^{\delta+}-\text{Br}^{\delta-} < \text{Si}^{\delta+}-\text{O}^{\delta-}$  .
- b)  $\text{N}^{\delta=0}-\text{Cl}^{\delta=0} < \text{H}^{\delta+}-\text{Se}^{\delta-} < \text{P}^{\delta+}-\text{Cl}^{\delta-}$  .
- c)  $\text{O}^{\delta+}-\text{F}^{\delta-} < \text{H}^{\delta+}-\text{F}^{\delta-} < \text{Be}^{\delta+}-\text{F}^{\delta-}$  .
- d)  $\text{C}^{\delta=0}-\text{S}^{\delta=0} < \text{N}^{\delta+}-\text{O}^{\delta-} < \text{B}^{\delta+}-\text{F}^{\delta-}$  .
- e)  $\text{S}^{\delta+}-\text{Br}^{\delta-} < \text{C}^{\delta-}-\text{P}^{\delta+} < \text{O}^{\delta-}-\text{Cl}^{\delta+}$  .

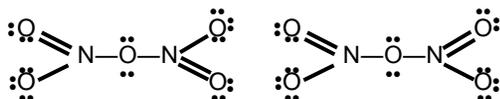
35.-

Especie	Estructuras
$\text{NO}_2^-$	$\ddot{\text{O}}=\ddot{\text{N}}-\ddot{\text{O}}:$ $\ddot{\text{O}}-\ddot{\text{N}}=\ddot{\text{O}}:$
$\text{SO}_2$	$\ddot{\text{O}}=\ddot{\text{S}}-\ddot{\text{O}}:$ $:\ddot{\text{O}}-\ddot{\text{S}}=\ddot{\text{O}}:$

36.-



42.-



43.- La estructura i) porque todas las cargas formales son cero.

44.-

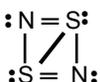
- a) cero;
- b) cero;
- c) -1;
- d) cero.

45.- La estructura donde todos los átomos cumplen con la regla del octeto y las cargas formales son ceros es:



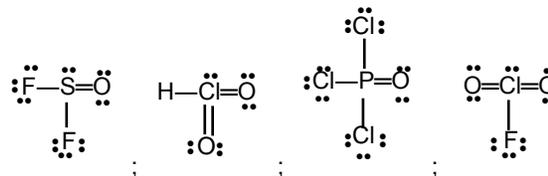
53.- Con excepción de  $\text{I}_3^-$  y  $\text{SO}_3^{2-}$  todos los demás no cumplen con la regla del octeto.

55.- La estructura con octeto expandido y cargas formales de cero en todos los átomos es:



56.- Iónicos:  $\text{NaF}$ ,  $\text{MgF}_2$ ,  $\text{AlF}_3$ .  
Covalentes:  $\text{SiF}_4$ ,  $\text{SF}_6$ ,  $\text{ClF}_3$ ,  $\text{PF}_5$

57.-

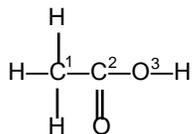


## UNIDAD 4

### MODELO DE REPULSIÓN DE PARES

- 1.- ¿Cómo se define la geometría de una molécula y por qué es importante el estudio de la geometría molecular?
- 2.- ¿Cuál es el postulado básico de la teoría de repulsión de los pares electrónicos de la capa de valencia (T.R.P.E.C.V.)?  
Explica por qué la magnitud de la repulsión disminuye en el siguiente orden: par libre - par libre > par libre - par enlazante > par enlazante - par enlazante. ¿Cómo afecta este hecho la geometría de la molécula?
- 3.- ¿Las capas internas contribuyen al enlace químico? Justifica tu respuesta.
- 4.- Qué geometría molecular esperarías si en la capa de valencia del átomo central se encuentran:
  - a) 3 enlaces y un par libre.
  - b) 4 enlaces y dos pares libres.
  - c) 2 enlaces y dos pares libres.
- 5.- Con los criterios de T.R.P.E.C.V. indica la geometría molecular para:
  - a)  $\text{GaI}_3$ .
  - b)  $\text{SbCl}_5$ .
  - c)  $\text{TeCl}_6$ .
  - d)  $\text{H}_2\text{S}$ .
  - e)  $\text{NH}_3$ .
  - f)  $\text{CF}_4$ .
  - g)  $\text{NH}_4^+$ .
  - h)  $\text{IF}_5$ .
  - i)  $\text{ICl}_4^-$ .
  - j)  $\text{SiF}_4$ .
  - k)  $\text{BF}_4^-$ .
  - l)  $\text{TeCl}_4$ .
  - m)  $\text{I}_3^-$ .
  - n)  $\text{PF}_6^-$ .
  - o)  $\text{SO}_3$ .
  - p)  $\text{CHCl}_3$ .
- 6.- Considera las moléculas  $\text{CS}_2$ ,  $\text{ClO}_2^-$  y  $\text{S}_3^{2-}$ . ¿Cuál presenta una geometría lineal y a cuál corresponde una geometría angular?
- 7.- Utilizando la teoría de repulsión de los pares electrónicos de la capa de valencia, determina la estructura de las moléculas siguientes:
  - a)  $\text{CH}_4$ .
  - b)  $\text{NH}_3$ .
  - c)  $\text{H}_2\text{O}$ .Compara los valores de los ángulos de enlace y discute la tendencia observada.
- 8.- El ángulo de enlace observado para los hidruros  $\text{PH}_3$ ,  $\text{AsH}_3$  y  $\text{SbH}_3$  tiene un valor de  $94^\circ$ ,  $92^\circ$  y  $91^\circ$ , respectivamente. ¿A qué atribuyes que los ángulos de enlace tengan valores diferentes?

9.- Describe la geometría molecular alrededor de cada uno de los tres átomos centrales (marcados con los números 1, 2 y 3) en la molécula



10.- Las tres especies  $\text{NH}_2^-$ ,  $\text{NH}_3$  y  $\text{NH}_4^+$ , tienen ángulos de enlace H-N-H de  $105^\circ$ ,  $107^\circ$  y  $109^\circ$ , respectivamente. Explica por medio de la Teoría de repulsión de pares electrónicos a qué se debe esta variación en los ángulos de enlace.

### FORMA MOLECULAR Y POLARIDAD

11.- Define qué es un momento dipolar. Indica sus unidades y su símbolo.

12.-

- ¿Qué diferencia hay entre una molécula polar y una no polar?
- Ciertos átomos X y Y tienen diferente electronegatividad. Indica si la molécula diatómica X-Y es necesariamente polar. Justifica tu respuesta
- ¿Qué factores afectan la magnitud del momento dipolar de una molécula diatómica?

13.- Indica si las siguientes moléculas son polares o no polares:

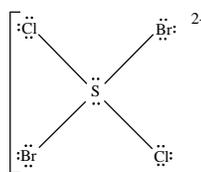
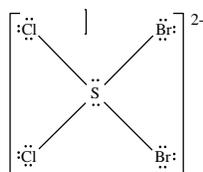
- $\text{CCl}_4$ .
- $\text{CS}_2$ .
- $\text{SO}_3$ .
- $\text{SF}_4$ .
- $\text{NF}_3$ .
- $\text{PF}_5$ .

14.- La molécula de  $\text{PF}_3$  tiene un momento dipolar de 1.03 Debyes, pero  $\text{BF}_3$  tiene un momento dipolar de cero. ¿Cómo podrías explicar esta diferencia?

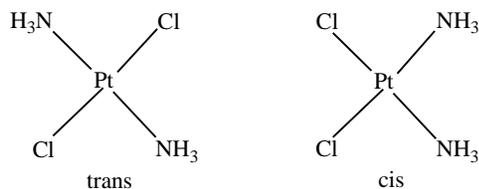
15.- Ordena las siguientes moléculas en orden creciente de momento dipolar:  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{CBr}_4$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ , y  $\text{CO}_2$

16.-

- En las figuras siguientes, que representan una molécula de geometría cuadrada, indique mediante flechas la polaridad de cada enlace
- Indique cuál de las estructuras es polar.



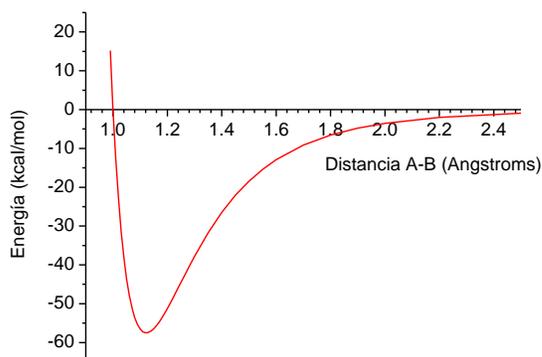
**17.- Hay dos isómeros con la fórmula  $Pt(NH_3)_2Cl_2$**



**Ambos isómeros tienen una geometría plana cuadrada. ¿Cuál de ellos tiene momento dipolar diferente de cero? Justifica tu respuesta.**

**TEORÍA DE ENLACES DE VALENCIA**

- 18.- En la teoría de Lewis se forman enlaces covalentes cuando los átomos comparten electrones. ¿En la teoría del enlace de valencia como se explica la formación de enlaces covalentes?
- 19.- ¿Que entiende por traslape de orbitales? Dibuje el traslape entre un orbital tipo s y un orbital tipo p.
- 20.- El cambio en la energía potencial durante la formación de la molécula A-B está se muestra en la siguiente gráfica:

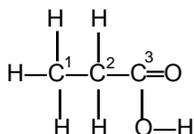


- a) ¿Cuál es la longitud de enlace óptima en la molécula A-B?
- b) ¿Por qué para valores de la longitud de enlace menores a la óptima la energía crece rápidamente?

**HIBRIDACIÓN DE ORBITALES Y ENLACES MÚLTIPLES**

- 21.- ¿Qué es la hibridación de orbitales atómicos? ¿Un átomo aislado puede existir en estado de hibridación? Justifica tu respuesta.
- 22.- ¿Cuál es el ángulo entre dos orbitales híbridos del mismo átomo en cada uno de los siguientes casos?
- a) Orbitales híbridos  $sp$ .
  - b) Orbitales híbridos  $sp^2$ .
  - c) Orbitales híbridos  $sp^3$ .
- 23.- ¿Cómo se puede distinguir un enlace sigma de un enlace pi?
- 24.- ¿Qué hibridación presenta el átomo de C en la molécula de HCN (ácido cianhídrico)?

25.- La estructura siguiente corresponde al ácido propílico. Los átomos de carbono se han etiquetado con los números 1, 2 y 3 para su identificación dentro de la estructura molecular. ¿Qué hibridación presenta cada uno de los átomos de carbono? ¿Cuál es la geometría alrededor de cada átomo de carbono?



26.- Determina la hibridación que presenta el átomo central en las moléculas siguientes:

- $\text{BF}_3$ .
- $\text{PF}_3$ .
- $\text{PF}_6^-$ .
- $\text{TeCl}_4$ .
- $\text{BH}_3$ .
- $\text{PF}_2\text{Br}_3$  (todos los F y todos los Br están enlazados a P).
- $\text{NFO}$  (tanto el F como el O están enlazados a N).
- $(\text{BiCl}_5)^{2-}$ .
- $(\text{InCl}_2)^-$ .
- $(\text{AsH}_4)^-$ .

27.- Escribe la configuración electrónica del Xe ( $Z=54$ ). Ahora, considera que un electrón es promovido a un orbital desocupado tipo d:

- ¿Cuántos enlaces podría formar este átomo?
- ¿Cuál de los elementos siguientes Li, Na, Br, Cl o F, esperarías que tenga mayor probabilidad de “forzar” al Xe a compartir electrones?
- ¿Cuál sería una posible fórmula para el compuesto formado por Xe y F?
- si fuese posible preparar el compuesto  $\text{XeF}_2$ , ¿qué geometría molecular presentaría?
- ¿Qué tipo de hibridación presentarían los orbitales del átomo central en la molécula de  $\text{XeF}_2$ ?

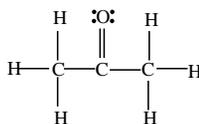
28.- Determine, para los siguientes compuestos,  $\text{NO}_3^-$  y  $\text{ClNO}$ , lo siguiente:

- Número de enlaces sigma.
- Número de enlaces pi.
- Número de pares libres

29.- Del siguiente conjunto de moléculas o iones elija los que exhibirán enlaces deslocalizados:  $\text{SO}_3$ ,  $\text{SO}_3^{2-}$ ,  $\text{H}_2\text{CO}$ ,  $\text{O}_3$ ,  $\text{NH}_4^+$ .

30.- Debido a la reacción:  $\text{PF}_3 + 3 \text{F}^- \rightarrow \text{PF}_6^- + 2 \text{e}^-$ , el fósforo cambia de hibridación. Indique cuál es la hibridación del fósforo en  $\text{PF}_3$  y  $\text{PF}_6^-$ . Justifique su respuesta.

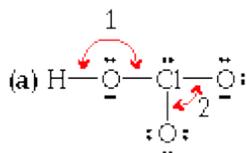
31.- La acetona es un disolvente orgánico de uso común. Su estructura de Lewis es:



- ¿Cuántos electrones de valencia hay, en total, en la molécula de acetona?
- ¿Cuántos enlaces  $\sigma$  y cuántos enlaces  $\pi$  hay en la molécula?
- ¿Qué hibridación presenta el átomo de carbono unido al oxígeno?

32.-

- a) Indique la hibridación que utiliza cada uno de los átomos centrales en la siguiente molécula:

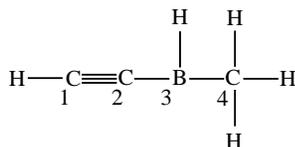


- b) Con base en la respuesta del inciso anterior, indica cuáles son los valores aproximados de los ángulos de enlace 1 (H – O – Cl) y 2 (O – Cl – O)

33.- Especifique el tipo de orbital híbrido que utiliza cada uno de los átomos de carbono en la molécula:



34.- En base a la siguiente molécula, complete las celdas vacías considerando, en cada caso, al átomo indicado como átomo central.



Átomo	Geometría	Indique si cumple con el octeto	Hibridación
1			
2			
3			
4			

### TEORÍA DE ORBITALES MOLECULARES Y ORDEN DE ENLACE, PROPIEDADES MOLECULARES Y CONFIGURACIONES ELECTRÓNICAS

- 35.- ¿Qué es un orbital molecular? Defina los términos orbital molecular de enlace, orbital molecular de antienlace, orbital molecular sigma y orbital molecular pi.
- 36.- Explica el significado de orden de enlace y fuerza de enlace. ¿Qué información brinda el orden de enlace para hacer comparaciones cuantitativas de las fuerzas de los enlaces químicos?
- 37.- Ordena en forma creciente de energía los orbitales moleculares siguientes (considere que la interacción entre los orbitales 2s y 2p es despreciable):  $\sigma_{2s}^*$ ,  $\Pi_{2px2py}^*$ ,  $\Pi_{2px2py}$ ,  $\sigma_{2s}$ ,  $\sigma_{2pz}$ , y  $\sigma_{2pz}^*$ .
- 38.- Dibuja el diagrama de orbitales moleculares para la molécula de  $H_2$  y su relación con los orbitales atómicos de los que provienen. ¿Por qué el orbital molecular de más alta energía en el  $H_2$  es llamado orbital de antienlace?
- 39.- Para las moléculas homonucleares  $H_2$ ,  $H_2^+$ ,  $H_2^-$ ,  $He_2$ ,  $Li_2$ ,  $Be_2$ ,  $B_2$ ,  $C_2$ ,  $O_2^+$ ,  $O_2^-$ ,  $O_2^{2+}$  y  $O_2^{2-}$ :
- Dibuja el diagrama de orbitales moleculares.
  - Calcula el orden de enlace y con esta base establece si es factible que existan.
  - Indica si se presentan propiedades magnéticas.
  - Escribe la configuración electrónica molecular.

40.- Escribe la configuración de los orbitales moleculares para las moléculas de  $N_2$  y  $O_2$  y responde a lo siguiente:

- ¿Cuántos orbitales de enlace y de no-enlace están presentes en cada caso?
- ¿Qué molécula posee menor longitud de enlace y cuál mayor energía de enlace?
- ¿Cuáles son sus órdenes de enlace?

41.- A partir de los diagramas de orbitales moleculares respectivos, indica qué molécula en cada par tiene la más alta energía de enlace y el mayor orden de enlace:

- $O_2, O_2^+$ .
- $O_2, O_2^-$ .
- $N_2, N_2^+$ .

42.- A partir del diagrama de orbitales moleculares apropiado para las especies  $[C_2^-]$ ,  $[C_2]$  y  $[C_2^+]$ , complete la siguiente tabla:

Especie	a) Configuración molecular	b) Orden de enlace	c) ¿Cuál tiene mayor longitud de enlace	d) ¿Cuál tiene mayor energía de enlace	e) ¿Es paramagnética?, ¿es diamagnética?.
$[C_2^-]$					
$[C_2]$					
$[C_2^+]$					

43.

a) Complete la tabla siguiente

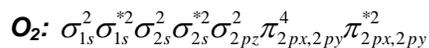
Especie	Configuración electrónica del estado fundamental	Marque con X las especies que tienen electrones desapareados
$N^{3-}$		
$Mg^{2+}$		
$Cl^{\square}$		
$K^+$		
$Fe.$		

b) Diga cuáles especies son isoelectrónicas entre sí.

44.- Usando la teoría de orbitales moleculares para  $N_2$ :

- Escriba la configuración electrónica molecular
- Explique por qué esta sustancia es diamagnética
  - Diga si puede existir en la naturaleza

**45.- Las configuraciones electrónicas de las moléculas de O<sub>2</sub> y F<sub>2</sub> son:**



**Diga si las siguientes afirmaciones son verdaderas (V), o falsas (F):**

- a) Las dos moléculas son diamagnéticas. ( )
- b) El orden de enlace de la molécula de F<sub>2</sub> es menor que el de la molécula de O<sub>2</sub>. ( )
- c) La longitud de enlace de la molécula de F<sub>2</sub> es menor que el de la molécula de O<sub>2</sub>. ( )
- d) La energía de enlace de la molécula de F<sub>2</sub> es menor que el de la molécula de O<sub>2</sub>. ( )

**46.- Para cada una de las especies [O<sub>2</sub>]<sup>2+</sup>, [O<sub>2</sub>] y [O<sub>2</sub>]<sup>2-</sup>:**

- a) Escribir la configuración electrónica molecular.
- b) Calcular el orden de enlace.
- c) Predecir si es diamagnética o paramagnética.
- d) Si los valores de longitud de enlace son 149, 112 y 104 pm, asignar a cada especie el valor que le corresponde.

**47.- Para el ion F<sub>2</sub><sup>+</sup>:**

- a) Escribe la configuración electrónica molecular
- b) Calcula el orden de enlace
- c) Predice si es paramagnético o diamagnético

**48.- Aplique la teoría de orbitales moleculares a las especies N<sub>2</sub>, N<sub>2</sub><sup>+</sup> y N<sub>2</sub><sup>2+</sup>, para obtener la información que se le pide. Escriba sus respuestas en las celdas correspondientes.**

	Configuración electrónica molecular	Orden de enlace	¿Cuál tiene mayor longitud de enlace?	¿Cuál tiene mayor energía de enlace?	Cuáles son paramagnéticas
N <sub>2</sub>					
N <sub>2</sub> <sup>+</sup>					
N <sub>2</sub> <sup>2+</sup>					

**PROBLEMAS ADICIONALES**

49.- Con base en el modelo de repulsiones de los pares de electrones (RPECV) prediga la geometría de las siguientes especies químicas, proponga la hibridación del átomo central y marque con una cruz si tienen momento dipolar distinto de cero en la siguiente tabla.

Especie	Geometría molecular	Hibridación del átomo central	Momento dipolar diferente de cero
$  \begin{array}{c}  \text{:F:} \\    \\  \text{:F}-\text{C}-\text{F:} \\    \\  \text{:F:}  \end{array}  $			
$  \begin{array}{c}  \text{:Cl}-\text{As}-\text{Cl:} \\    \\  \text{:Cl:}  \end{array}  $			
$  \begin{array}{c}  \text{:F}-\text{O}-\text{F:} \\    \\  \text{:F:}  \end{array}  $			

50.- Complete las celdas vacías para cada uno de los compuestos

Compuesto	Estructura de Lewis	Geometría molecular	¿Es polar?	Hibridación átomo central
$\text{ClF}_3$				
$\text{BF}_3$				
$\text{NF}_3$				

51.- Complete la siguiente tabla:

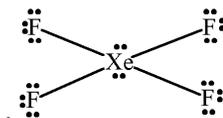
Molécula	Estructura de Lewis	Geometría de los pares de electrones	Geometría molecular	Ángulo aproximado de enlace	Hibridación del átomo central	¿Polar?
$\text{F}_2\text{O}$						

**52- Complete las celdas vacías para cada uno de los pares de compuestos**

Compuesto	Geometría electrónica	Geometría molecular	Compuesto de menor ángulo de enlace de cada par	¿Es polar?	Hibridación del átomo central
a)					
$\begin{array}{c} \text{H} - \text{B} - \text{H} \\   \\ \text{H} \end{array}$					
$\begin{array}{c} \text{:}\ddot{\text{F}} - \text{B} - \text{:}\ddot{\text{F}}\text{:} \\   \\ \text{:}\ddot{\text{F}}\text{:} \end{array}$					
b)					
$\begin{array}{c} \text{:}\ddot{\text{F}} - \ddot{\text{N}} - \text{:}\ddot{\text{F}}\text{:} \\   \\ \text{:}\ddot{\text{F}}\text{:} \end{array}$					
$\begin{array}{c} \text{:}\ddot{\text{F}} - \ddot{\text{O}} - \text{:}\ddot{\text{F}}\text{:} \end{array}$					
c)					
$\begin{array}{c} \text{:}\ddot{\text{F}} - \ddot{\text{Xe}} - \text{:}\ddot{\text{F}}\text{:} \end{array}$					
$\begin{array}{c} \text{H} - \ddot{\text{O}} - \text{H} \end{array}$					

**53.-**

- Obtener la geometría molecular y predecir los ángulos de enlace de las moléculas siguientes:  $\text{SnCl}_2$  y  $\text{SbCl}_5$ .
- Indicar la hibridación de orbitales del átomo central y la polaridad de las moléculas siguientes:



**54.- Para las especies químicas:  $\text{NF}_3$  y  $\text{NO}_2$**

- Obtenga las estructuras de Lewis.
- Dibuje las posibles estructuras de resonancia.
- Utilizando la teoría de repulsión de pares de electrones de la capa de valencia, encuentre sus geometrías.
- Indique si son polares.

**55.- Considere las especies:  $\text{SO}_3$  y  $\text{SO}_3^{2-}$**

- Represente la estructura de Lewis de cada una.
- Indique la geometría de cada especie mediante la TRPECV.
- Indique si son polares o no polares.
- Dibuje las estructuras de resonancia en cada una.

**56.- Para cada una de las siguientes moléculas:**

- a)  $\text{ClF}_3$     b)  $\text{XeF}_2$     c)  $\text{TeCl}_4$
- i) *Escriba la estructura de Lewis*
  - ii) *Indique la geometría molecular*
  - iii) *Indique la hibridación del átomo central*
  - iv) *Indique si es polar o no polar*

## RESPUESTAS A LOS PROBLEMAS DE LA UNIDAD 4

4.-

- a) piramidal trigonal;
- b) cuadrada plana;
- c) angular.

5.-

- a) plana trigonal;
- b) bipiramidal trigonal;
- c) octaédrica;
- d) angular;
- e) piramidal trigonal;
- f) tetraédrica;
- g) tetraédrica;
- h) piramidal cuadrada;
- i) cuadrada plana;
- j) tetraédrica;
- k) tetraédrica;
- l) balancín;
- m) lineal;
- n) octaédrica;
- o) plana trigonal;
- p) tetraédrica.

6.- CS<sub>2</sub> es lineal; ClO<sub>2</sub><sup>-</sup> y S<sub>3</sub><sup>2-</sup> son angulares.

7.- Los pares de electrones no enlazantes ejercen fuerzas repulsivas mayores sobre los pares de electrones adyacentes y tienden a disminuir los ángulos entre los pares de electrones enlazantes. Por lo tanto los ángulos de enlace en H<sub>2</sub>O son más pequeños que en NH<sub>3</sub> y CH<sub>4</sub>. A su vez los ángulos de enlace son más pequeños en NH<sub>3</sub> que en CH<sub>4</sub>.

9.- Alrededor del átomo 1 es tetraédrica. Alrededor del átomo 2 es trigonal plana. Alrededor del átomo 3 es angular.

13.-

- a) no polar;
- b) no polar;
- c) no polar;
- d) polar;
- e) polar;
- f) no polar.

15.- CO<sub>2</sub> = CBr<sub>4</sub> < H<sub>2</sub>S < H<sub>2</sub>O.

20.- a) 1.12 Å.

22.-

- a) 180°;
- b) 120°;
- c) 109.5°.

24.- El átomo de C presenta una hibridación de tipo sp.

25.- Los átomos (1) y (2) presentan hibridación tipo sp<sup>3</sup>, mientras que el átomo (3) presenta una hibridación de tipo sp<sup>2</sup>.

26.-

- a) sp<sup>2</sup>;
- b) sp<sup>3</sup>;
- c) sp<sup>3</sup>d<sup>2</sup>;
- d) sp<sup>3</sup>d;
- e) sp<sup>2</sup>;
- f) sp<sup>3</sup>d;
- g) sp<sup>2</sup>;
- h) sp<sup>3</sup>d<sup>2</sup>;
- i) sp<sup>2</sup>;
- j) sp<sup>3</sup>d.

27.-

- a) 2;
- b) F;
- c) XeF<sub>2</sub>;
- d) Lineal;
- e) sp<sup>3</sup>d.

28.-

- a) NO<sub>3</sub><sup>-</sup> tres σ por estructura resonante, CINO dos σ;
- b) NO<sub>3</sub><sup>-</sup> un π por estructura resonante, CINO un π;
- c) NO<sub>3</sub><sup>-</sup> ocho pares libres por estructura resonante, CINO seis pares libres por estructura resonante.

29.- SO<sub>3</sub> y O<sub>3</sub>.

37.-  $\sigma_{2s} < \sigma_{2s}^* < \sigma_{2pz} < \Pi_{2py} < \Pi_{2py}^* < \sigma_{2pz}^*$

39.-

Molécula	Orden enlace	Carácter magnético
H <sub>2</sub>	1	Diamagnética
H <sub>2</sub> <sup>+</sup>	½	Paramagnética
He <sub>2</sub>	0	NO EXISTE
Li <sub>2</sub>	1	Diamagnética
Be <sub>2</sub>	0	NO EXISTE
B <sub>2</sub>	1	Diamagnética
C <sub>2</sub>	2	Diamagnética
O <sub>2</sub> <sup>+</sup>	5/2	Paramagnética
O <sub>2</sub> <sup>-</sup>	3/2	Paramagnética
O <sub>2</sub> <sup>2+</sup>	3	Diamagnética
O <sub>2</sub> <sup>2-</sup>	1	Diamagnética

40.-

- a) N<sub>2</sub>: 5 orbitales de enlace y 2 orbitales de no enlace. O<sub>2</sub>: 5 orbitales de enlace y 3 orbitales de no enlace;
- b) N<sub>2</sub> tiene la menor longitud de enlace y la mayor energía de enlace;
- c) N<sub>2</sub> tiene un orden de enlace de 3 y O<sub>2</sub> tiene un orden de enlace de 2.

41.-

- a)  $O_2^+$ ;
- b)  $O_2^-$ ;
- c)  $N_2$ .

---

## UNIDAD 5

---

### COMPARACIÓN MOLECULAR DE GASES, LÍQUIDOS Y SÓLIDOS

---

- 1.- Indique si cada una de las siguientes aseveraciones sobre una cierta sustancia molecular A son verdaderas o falsas:
- El promedio de la energía cinética de las moléculas de A en la fase sólida es mayor que el promedio de la energía cinética de las moléculas de A en la fase líquida.
  - La hibridación de los átomos que conforman las moléculas de A cambia cuando se pasa del estado gaseoso al estado líquido.
  - Las moléculas de A se encuentran en un acomodo ordenado en la fase sólida, en cambio en la fase gaseosa se encuentran totalmente desordenadas.
  - El promedio de la energía cinética de las moléculas de A en la fase líquida es menor que el promedio de la energía cinética de las moléculas de A en la fase gaseosa.
  - Al calentar A en fase sólida sus moléculas pierden energía cinética.
  - Al calentar A en fase líquida sus moléculas ganan energía cinética.
- 2.- Si a presión constante se enfría un gas lo suficiente, se transformará en un líquido ¿Por qué?
- 3.- ¿Cuál es el efecto del enfriamiento sobre la energía cinética promedio de las partículas de una sustancia si el proceso se lleva a cabo manteniendo la presión constante?
- 

### FUERZAS INTERMOLECULARES

---

- 4.- Define y da un ejemplo de cada uno de los siguientes tipos de fuerzas intermoleculares:
- Fuerzas dipolo-dipolo.
  - Fuerzas ion-dipolo.
  - Fuerzas de dispersión de London.
  - Fuerzas de Van der Waals.
  - Puentes de hidrógeno.
- 5.- Explica el término "polarizabilidad". ¿Qué clase de moléculas tienden a tener polarizabilidades altas? ¿qué relación existe entre polarizabilidad y fuerzas intermoleculares?
- 6.- Explica la diferencia entre un momento dipolar temporal y un momento dipolar permanente.
- 7.- ¿Qué propiedades físicas se deberían considerar al comparar la intensidad de las fuerzas intermoleculares en los sólidos y líquidos?
- 8.- ¿Cuáles elementos pueden participar en la formación de enlaces de hidrógeno? ¿Por qué el hidrógeno es único en este tipo de interacción? Describe brevemente la importancia de formación de puentes de hidrógeno en el comportamiento de las propiedades físicas y químicas de la materia. Ilustra tu descripción con algunos ejemplos.
- 9.- ¿Qué tipo de fuerzas de atracción hay que vencer para
- fundir hielo?
  - hervir  $\text{Br}_2$ ?
  - fundir  $\text{NaCl}$ ?
  - disociar la molécula de  $\text{F}_2$  en átomos de F?

10.- Indique la naturaleza de la principal fuerza de atracción entre las moléculas de:



11.- Acomoda las siguientes moléculas en orden creciente de polarizabilidad:  $\text{F}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{Br}_2$ ,  $\text{I}_2$ . Justifica tu respuesta.

12.-

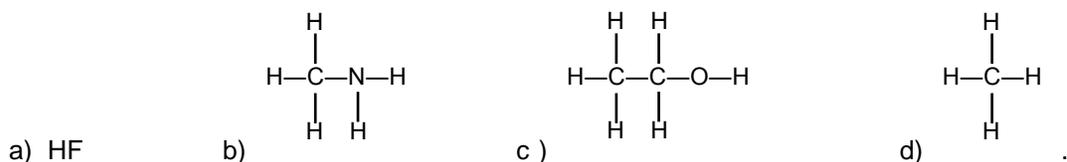
- ¿Por qué el hielo flota en el agua líquida?
- ¿Por qué el volumen del hielo se reduce al fundirse?
- ¿Por qué el agua hierve a  $100^\circ\text{C}$ , pero el análogo de la misma familia química, el  $\text{H}_2\text{S}$ , es un gas a temperatura ambiente?

13.- El tetracloruro de carbono,  $\text{CCl}_4$ , es una molécula simétrica no polar mientras que el cloroformo  $\text{CHCl}_3$ , es una molécula no simétrica y polar. Sin embargo, el punto de ebullición normal del  $\text{CCl}_4$  es más alto. ¿Por qué?

14.- Indica el tipo de fuerzas intermoleculares que existen entre los siguientes pares de moléculas:

- $\text{HBr}$  y  $\text{H}_2\text{S}$ .
- $\text{Cl}_2$  y  $\text{CBr}_4$ .
- $\text{HF}$  y  $\text{NO}_3^-$ .

15.- Indica cuál(es) de las siguientes moléculas no puede(n) formar puentes de hidrógeno, y en el caso de las moléculas con capacidad para formar puentes de hidrógeno, dibuja el puente de hidrógeno formado.



16.- En la siguiente tabla se presentan las temperaturas de ebullición, fusión y otras propiedades de las sustancias:  $\text{PH}_3$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{Fe}$  y  $\text{NaCl}$ . Con base en esta información, ubíquelas y complete los espacios en blanco.

Sustancia				
Temperatura de fusión / $^\circ\text{C}$	800	-133	-78	1500
Temperatura de ebullición / $^\circ\text{C}$	1400	-87.7	-33	3000
Tipo de enlace				
Fuerzas intermoleculares	Atracciones electrostáticas			Enlaces metálicos
Estado de agregación a T ambiente				
Disolución en agua	Si			No

17.- Especifique qué tipo de fuerzas intermoleculares están presentes en cada una de las siguientes sustancias y ordénelas en forma creciente de fuerzas intermoleculares de atracción:

- a)  $\text{H}_2\text{O}$       b)  $\text{H}_2\text{S}$       c)  $\text{H}_2\text{Se}$       d)  $\text{H}_2\text{Te}$       e)  $\text{H}_2$

18.- Para las siguientes especies:  $\text{CH}_3\text{OH}$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{Hg}$  y  $\text{LiF}$ , indica:

- ¿Qué tipo de enlace intramolecular presentan?
- ¿Qué tipo de interacción molecular presentan?
- ¿Cuál es el estado de agregación a  $25^\circ\text{C}$  y 1.0 atm de presión.
- ¿Cuáles serán solubles en agua?
- Ordénalas en orden creciente de punto de fusión.

19.- Explique razonadamente qué tipo de enlace o fuerza intermolecular hay que vencer para fundir los siguientes compuestos:

- a) Cloruro de sodio ( $\text{NaCl}$ )    b) Dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ )    c) Hielo ( $\text{H}_2\text{O}$ )    d) Aluminio ( $\text{Al}$ )

20.- Explica los siguientes hechos:

- La sal común  $\text{NaCl}$  funde a  $801^\circ\text{C}$  sin embargo, el  $\text{CCl}_4$  es un líquido a  $25^\circ\text{C}$ .
- El diamante no conduce la electricidad, y el  $\text{Fe}$  sí.
- La molécula de  $\text{CH}_4$  es covalente mientras que el  $\text{CsCl}$  es iónico.

21.- Complete la tabla siguiente:

Especie	Tipo de enlace	Tipos de fuerzas intermoleculares	¿Es soluble en agua?	¿Conduce la electricidad?
$\text{Mg}$ (s)				
$\text{Cl}_2$ (g)				
$\text{CsCl}$ (s)				
$\text{CH}_3\text{OH}$ (l)				

22.- ¿Qué fuerzas de atracción hay que vencer en los siguientes procesos?:

	Proceso	Fuerzas a vencer
a)	Disociar al $\text{NaCl}$ en sus iones	
b)	Hervir $\text{H}_2\text{O}$	
c)	Sublimar $\text{I}_2$	

23.- En la siguiente tabla se presentan algunas propiedades de las sustancias señaladas. Completa los espacios

Sustancia	$T_{\text{EBULL}}$	¿Se deforma en estado sólido?	Estado físico	Enlace	Fuerzas intermoleculares	¿Es buen conductor de electricidad?
$\text{N}_2$	baja	no	gas	covalente no polar	dipolo instantáneo	
$\text{H}_2\text{O}$			líquido			no
$\text{CsCl}$	alta		sólido			

## VISCOSIDAD Y TENSIÓN SUPERFICIAL

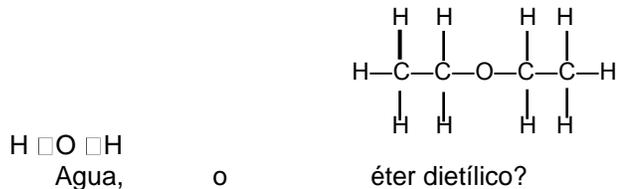
24.- ¿Por qué los líquidos, a diferencia de los gases, son prácticamente incompresibles?

25.- Dos propiedades importantes de los líquidos son la viscosidad y la tensión superficial. Indica en qué consisten estas propiedades y cita ejemplos prácticos en los cuales la viscosidad y la tensión superficial determinen la aplicación del líquido en cuestión.

- 26.- ¿Cuál es la relación entre las fuerzas intermoleculares y la tensión superficial? ¿Cuál es la relación entre las fuerzas intermoleculares y la viscosidad? ¿Cómo cambian la viscosidad y la tensión superficial de los líquidos al hacerse más intensas las fuerzas moleculares?
- 27.- ¿Cómo cambian la viscosidad y la tensión superficial de los líquidos al aumentar la temperatura?
- 28.- ¿Qué son las fuerzas de cohesión, de adhesión y la acción capilar? Utiliza el agua y el mercurio como ejemplos para explicar la adhesión y la cohesión.
- 29.- A pesar de que el acero inoxidable es mucho más denso que el agua, una navaja de rasurar puede flotar en el agua. ¿Por qué?
- 30.- ¿Por qué el hielo es menos denso que el agua?
- 31.- ¿Cuál de los líquidos siguientes tiene menor tensión superficial:

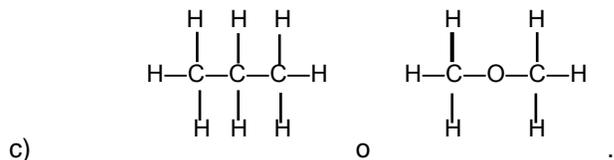


- 32.- ¿Qué líquido de los siguientes esperarías que tuviera la menor viscosidad:



- 33.- Explica por qué, a la misma temperatura, el helio líquido tiene una tensión superficial menor que la del neón líquido.
- 34.- Establecer cuál sustancia en cada uno de los siguientes pares se espera que sea más viscosa y explicar por qué:

- a)  $\text{CH}_4$  o  $\text{SiH}_4$ .  
 b)  $\text{NH}_3$  o  $\text{PH}_3$ .



- 35.- Explica por qué el etilenglicol ( $\text{HOCH}_2\text{CH}_2\text{OH}$ ) es más viscoso que el etanol ( $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ ).

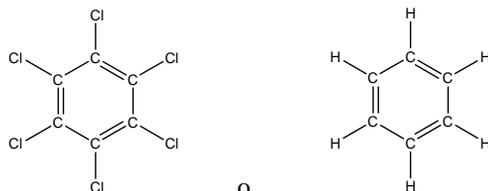
### CAMBIOS DE FASE, PUNTO DE FUSIÓN

- 36.- ¿Qué es un cambio de fase? Menciona todos los posibles cambios de fase que pueden ocurrir entre los diferentes estados de una sustancia. ¿Cuáles de estos cambios de fase son exotérmicos y cuáles son endotérmicos?
- 37.- ¿Qué es una curva de calentamiento y que información puedes obtener a partir de ella?

38.- Explica por qué el punto de ebullición de un líquido varía sustancialmente con la presión, mientras que el punto de fusión de un sólido casi no depende de la presión.

39.- Ordena los siguientes compuestos de menor a mayor punto de fusión:  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{S}$ ,  $\text{CH}_4$  y  $\text{H}_2\text{O}$ . Justifica tu respuesta.

40.- Indica para cuál sustancia en cada uno de los pares siguientes esperarías un mayor punto de fusión:



- a)   
 b) HF o HCl   
 c) Ar o Xe

41.- Las sustancias  $\text{ICl}$  y  $\text{Br}_2$  tienen aproximadamente igual masa molar, pero el  $\text{Br}_2$  funde a  $-7.2^\circ\text{C}$ , mientras que el  $\text{ICl}$  funde a  $27.2^\circ\text{C}$ . Explica este comportamiento.

## PUNTO DE EBULLICIÓN, VOLATILIDAD Y PRESIÓN DE VAPOR

42.- ¿Qué es el punto de ebullición normal de una sustancia y cuál es la importancia de conocerlo?

43.- Acomoda los compuestos siguientes en orden creciente de sus puntos de ebullición:  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ , Ne,  $\text{CH}_4$  y KBr.

44.- Indica cuál sustancia en cada uno de los pares siguientes presentará un mayor punto de ebullición:

- a) Ne o Xe.   
 b)  $\text{CO}_2$  o  $\text{CS}_2$ .   
 c)  $\text{CH}_4$  o  $\text{Cl}_2$ .   
 d)  $\text{F}_2$  o LiF.   
 e)  $\text{NH}_3$  o  $\text{PH}_3$ .

45.- Los compuestos binarios formados por el hidrógeno con los elementos del grupo IVA son:  $\text{CH}_4$  ( $-162^\circ\text{C}$ ),  $\text{SiH}_4$  ( $-112^\circ\text{C}$ ),  $\text{GeH}_4$  ( $-88^\circ\text{C}$ ) y  $\text{SnH}_4$  ( $-52^\circ\text{C}$ ), respectivamente. Los valores de temperatura mostrados entre paréntesis corresponden a los puntos de ebullición. Explica la tendencia de incremento en los puntos de ebullición al descender en el grupo.

46.- Se sabe que el puente de hidrógeno  $\text{F}\cdots\text{H}$  entre moléculas de fluoruro de hidrógeno ( $\text{HF}$ ) es más fuerte que el puente de hidrógeno  $\text{O}\cdots\text{H}$  entre moléculas de agua ( $\text{H}_2\text{O}$ ). Esto se debe a que el átomo de F es más electronegativo que el átomo de O. Sin embargo, el punto de ebullición normal del HF es  $19.4^\circ\text{C}$  mientras que el del  $\text{H}_2\text{O}$  es  $100^\circ\text{C}$ . Si la masa molar del HF es  $20\text{ g/mol}$  y del  $\text{H}_2\text{O}$   $18\text{ g/mol}$ . Explica por qué el punto de ebullición del HF es menor que el del  $\text{H}_2\text{O}$ .

47.- Los puntos de ebullición de HF ( $292.7\text{ K}$ ) y de HI ( $237.8\text{ K}$ ) son más altos que los de HCl ( $189.5\text{ K}$ ) y de HBr ( $206.2\text{ K}$ ). Explica esta observación en términos de las fuerzas intermoleculares.

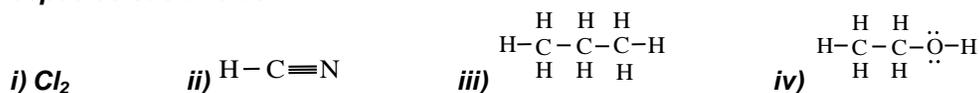
48.- Complete el espacio con la palabra **umenta** o con la palabra **disminuye**, para que el enunciado sea verdadero.

- Cuando las fuerzas intermoleculares de un líquido aumentan, el punto de ebullición normal del mismo \_\_\_\_\_.
- Si las fuerzas intermoleculares de un líquido disminuyen, la presión de vapor del líquido \_\_\_\_\_.
- Si la tensión superficial de un líquido disminuye, su presión de vapor \_\_\_\_\_.
- Si la temperatura de un líquido aumenta, su viscosidad \_\_\_\_\_.

49.- Justifica la diferencia de puntos de ebullición entre el  $\text{CH}_2\text{BrCl}$  ( $68^\circ\text{C}$ ) y  $\text{CH}_3\text{Br}$  ( $3.5^\circ\text{C}$ ).

50.-

- Indique cuáles son las fuerzas intermoleculares presentes en cada uno de los siguientes especies sustancias.



- Elija la temperatura de ebullición que correspondería a cada compuesto a partir de los siguientes valores

-42°C      -34°C,      78 °C      26°C

51.- Explique la diferencia en los puntos de ebullición entre los miembros de los siguientes pares de compuestos.

- $\text{HF}$  ( $20^\circ\text{C}$ )      y       $\text{HCl}$  ( $-85^\circ\text{C}$ ).
- $\text{CHCl}_3$  ( $61^\circ\text{C}$ )      y       $\text{CHBr}_3$  ( $150^\circ\text{C}$ ).
- $\text{Br}_2$  ( $59^\circ\text{C}$ )      y       $\text{ICl}$  ( $97^\circ\text{C}$ ).

52.- ¿Qué sustancia de cada par tiene mayor temperatura de ebullición? Justifique su respuesta con base a las interacciones intermoleculares.

- $\text{CH}_4$  o  $\text{SiH}_4$ .
- $\text{NaCl}$  o  $\text{CH}_3\text{Cl}$
- $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$  o  $(\text{CH}_3)_3\text{CH}$ .

53.- En la siguiente tabla se presentan las temperaturas de ebullición de las sustancias:  $\text{PH}_3$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{SiH}_4$  y  $\text{CH}_4$ . Con base a esta información, ubíquelas y complete los espacios en blanco.

Sustancia				
Temperatura de ebullición	- 161.6 °C	- 111.4 °C	- 87.8 °C	- 33.3 °C
Fuerzas intermoleculares presentes				

54.- Para cada par de sustancias, completa la siguiente tabla.

	Pares de sustancias	Fuerzas intermoleculares	De cada par, ¿cuál sustancia tiene mayor $T_{\text{ebullición}}$ ?
a)	$\text{C}_6\text{H}_{14}$		
	$\text{C}_8\text{H}_{18}$		
b)	$\text{C}_3\text{H}_8$		
	$\text{H}_3\text{COCH}_3$		
c)	$\text{HOOH}$		
	$\text{HSSH}$		
d)	$\text{H}_2\text{NNH}_2$		
	$\text{H}_2\text{CCH}_2$		

**55.- Imagine que se sustituye uno de los átomos de H en la molécula de metano  $CH_4$  por un átomo diferente. Explique la variación del punto de ebullición en los siguientes compuestos:**



**56.-** ¿Para cuál de los líquidos siguientes esperarías la mayor volatilidad:  $CCl_4$ ,  $CBr_4$  o  $Cl_4$ ? Justifique tu elección.

**57.-** ¿Cuáles, de las siguientes propiedades, influyen en la presión de vapor de un líquido en un recipiente cerrado?

- El volumen sobre el líquido.
- La cantidad de líquido presente.
- La temperatura.
- Las fuerzas intermoleculares entre las moléculas del líquido.

**58.-**

- ¿Por qué, a temperatura ambiente, el etanol, ( $H_3C-CH_2OH$ ), se evapora más fácilmente que el etilenglicol, ( $HOCH_2-CH_2OH$ )?
- ¿Cuál de las dos sustancias anteriores presenta mayor viscosidad a temperatura ambiente?

**59.-** ¿Qué es un diagrama de fases? ¿Qué información útil puedes obtener a partir del análisis de un diagrama de fases?

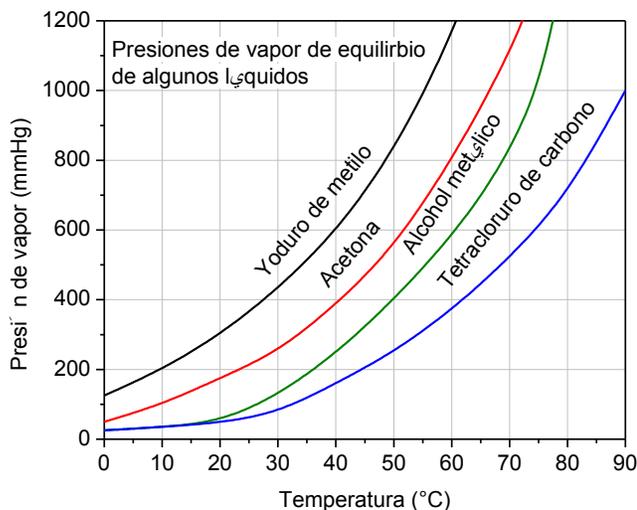
**60.-** Explica en qué difiere el diagrama de fases del agua del de la mayoría de las sustancias puras. ¿Qué propiedad del agua determina la diferencia?

**61.-** A partir del diagrama de fases del agua, describe los cambios de fase que pueden ocurrir en los casos siguientes:

- El vapor de agua, originalmente a  $1 \times 10^{-3}$  atm y  $-0.10^\circ C$ , se comprime lentamente a temperatura constante hasta que la presión final es de 10 atm.
- Una cierta cantidad de agua, originalmente a  $-10^\circ C$ , y 0.30 atm, se calienta a presión constante hasta llegar a  $80^\circ C$ .

**62.-** El punto de ebullición normal y el punto de congelación normal del dióxido de azufre son  $-10^\circ C$  y  $-72.7^\circ C$ , respectivamente. El punto triple es  $-75.5^\circ C$  y  $-1.65 \times 10^{-3}$  atm, y su punto crítico es  $157^\circ C$  y 78 atm. Con esta información, dibuja el diagrama de fases para el  $SO_2$ .

63.- A partir de la gráfica siguiente que muestra las presiones de vapor de algunos líquidos en función de la temperatura, conteste las siguientes preguntas:



- ¿La fase estable de la acetona a temperatura ambiente y presión atmosférica (760 mmHg) es?
- ¿La transición de fase que se presenta en el enfriamiento del alcohol metílico de 80 °C a 50 °C a una presión constante de 800 mmHg se denomina?
- ¿De los cuatro líquidos, el de mayor punto de ebullición normal es?
- ¿De los cuatro líquidos, el de mayor presión de vapor a temperatura ambiente es?
- Si las fórmulas de las sustancias son:  $\text{CH}_3\text{I}$  (yoduro de metilo),  $\text{CH}_3\text{COCH}_3$  (acetona),  $\text{CH}_3\text{OH}$  (alcohol metílico) y  $\text{CCl}_4$  (tetracloruro de carbono). ¿El líquido que presenta fuerzas intermoleculares de puente de hidrógeno es?

64.- Dos cacerolas con agua líquida están sobre quemadores diferentes. Una cacerola hierve de manera vigorosa ( $T_a$ ), mientras que la otra hierve lentamente ( $T_b$ ). Para la temperatura de los recipientes selecciona la respuesta correcta:

- i)  $T_a = T_b$                       ii)  $T_a > T_b$                       iii)  $T_a < T_b$

65.- Dos recipientes cerrados a la misma temperatura contienen agua. Si el volumen de uno de ellos ( $V_a$ ) es mayor que el volumen del otro ( $V_b$ ). Para las presiones de vapor en los recipientes selecciona la respuesta correcta:

- i)  $P_{\text{vapor de a}} = P_{\text{vapor de b}}$       ii)  $P_{\text{vapor de a}} > P_{\text{vapor de b}}$       iii)  $P_{\text{vapor de a}} < P_{\text{vapor de b}}$

66.- Las presiones de vapor (en Torr) de los compuestos anteriores, a 20°C, se muestran en la siguiente tabla:

$\text{Cl}_2$	$\text{H}-\text{C}\equiv\text{N}$	$\begin{array}{c} \text{H} \ \text{H} \ \text{H} \\   \   \   \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\   \   \   \\ \text{H} \ \text{H} \ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H} \ \text{H} \\   \   \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\ddot{\text{O}}-\text{H} \\   \   \\ \text{H} \ \text{H} \end{array}$
5150	620	6600	44

- a) Indique cuáles de los compuestos son líquidos a 20°C, en un lugar en el que la presión atmosférica es de 590 torr. Justifique su respuesta.

## RESPUESTAS A LOS PROBLEMAS DE LA UNIDAD 5

- 1.-  
 a) falso;  
 b) falso;  
 c) verdadero;  
 d) verdadero;  
 e) falso;  
 f) verdadero.
- 3.- Se reduce el valor promedio de la energía cinética de las moléculas.
- 9.-  
 a) puentes de hidrógeno;  
 b) fuerzas de van der Waals;  
 c) enlaces iónicos;  
 d) enlaces covalentes.
- 10.-  
 a) puentes de hidrógeno;  
 b) dipolo-dipolo.
- 11.-  $F_2 > Cl_2 > Br_2 > I_2$ . Porque la energía de las fuerzas de dispersión de London (fuerzas de van der Waals) tiende a aumentar conforme se incrementa el tamaño molecular.
- 13.- Porque en el  $CCl_4$  existen fuerzas de dispersión de London más grandes que en el  $CHCl_3$  y las interacciones dipolo-dipolo en este último son muy pequeñas como para que la interacción intermolecular global en  $CHCl_3$  sea mayor que en  $CCl_4$ .
- 14.-  
 a) dipolo-dipolo;  
 b) fuerzas de dispersión de London (Fuerzas de van der Waals);  
 c) ión-dipolo.
- 15.- d).
- 16.- La sustancia de la primera columna es NaCl, la de la segunda columna es  $PH_3$ , la de la tercera columna es  $NH_3$  y la de la última columna Fe.
- 27.- Al aumentar la temperatura aumenta el promedio de la energía cinética de las moléculas, provocando que estas venzan las fuerzas de atracción que existen entre ellas, lo cual reduce la viscosidad y la tensión superficial.
- 29.- Porque la tensión superficial del agua es muy grande.
- 31.- Éter dimetílico.
- 32.- Éter dietílico.
- 33.- Porque las fuerzas de van der Waals son más pequeñas entre átomos de He que entre átomos de Ne.
- 34.-  
 a)  $SiH_4$  porque tiene mayor peso molecular, por lo tanto las fuerzas de van der Waals son más grandes que en  $CH_4$ ;  
 b)  $NH_3$  porque forma puentes de hidrógeno;  
 c)  $CH_3-O-CH_3$  porque tiene mayor peso molecular, por lo tanto las fuerzas de van der Waals son más grandes que en  $CH_3-CH_2-CH_3$ .
- 39.-  $CH_4 < CH_3CH_2CH_3 < H_2O < Na_2S$ .
- 40.- a)  $C_6Cl_6$ ; b) HF; c) Xe.
- 41.- ICl funde a más alta temperatura que el  $Br_2$  porque además de las fuerzas de van der Waals, presentes en ambos compuestos, en el primero están presentes interacciones dipolo-dipolo.
- 43.-  $CH_4 < Ne < H_2S < H_2O < KBr$ .
- 44.-  
 a) Xe;  
 b)  $CS_2$ ;  
 c)  $Cl_2$ ;  
 d) LiF;  
 e)  $NH_3$ .
- 45.- Se incrementa el peso molecular, por lo tanto las atracciones de dispersión de London (fuerzas de van der Waals) entre las partículas, que incrementa en punto de ebullición.
- 56.- El  $Cl_4$  porque es el de menor peso molecular, por lo tanto las fuerzas de van der Waals son menores que en los otros sistemas.
- 57.- c) y d).
- 61.- a) deposición; b) sublimación.
- 63.-  
 a) líquido;  
 b) condensación;  
 c) tetracloruro de carbono;  
 d) yoduro de metilo;  
 e) alcohol metílico.
- 64.- i).
- 65.- i).

### VALORES PARA CONSTANTES FÍSICAS COMUNES

Constante	Símbolo	Valor *
Velocidad de la luz en el vacío	$c$	299 792 458 m s <sup>-1</sup> exactamente
Constante de Planck	$h$	6.626 07 x 10 <sup>-34</sup> J s
Carga elemental	$e$	1.602 176 x 10 <sup>-19</sup> C
Masa del electrón en reposo	$m_e$	9.109 38 x 10 <sup>-31</sup> kg
Masa del protón en reposo	$m_p$	1.672 62 x 10 <sup>-27</sup> kg
Masa del neutrón en reposo	$m_n$	1.674 93 x 10 <sup>-27</sup> kg
Número de Avogadro	$N_A$	6.022 14 x 10 <sup>23</sup> mol <sup>-1</sup>
Radio de Bohr	$a_0$	5.291 772 x 10 <sup>-11</sup> m; 0.5291772 Å
Cero de la escala Celsius		273.15 K exactamente
Constante de los gases	<b>R</b>	8.3145 J K <sup>-1</sup> mol <sup>-1</sup> ; 0.082058 atm L K <sup>-1</sup> mol <sup>-1</sup>
Constante de Rydberg	$R_H$	1.097 x 10 <sup>7</sup> m <sup>-1</sup> , 2.18 x 10 <sup>-18</sup> J

\* En esta tabla no se reportan los valores con todas las cifras significativas conocidas ni se reporta la incertidumbre (en los casos en los que no son exactas) con la que se encuentran reportadas en institutos como el National Institute of Standards and Technology (NIST, EUA). Para mayor información se recomienda consultar la dirección electrónica <http://physics.nist.gov/cgi-bin/cuu/Info/Constants/index.html>.

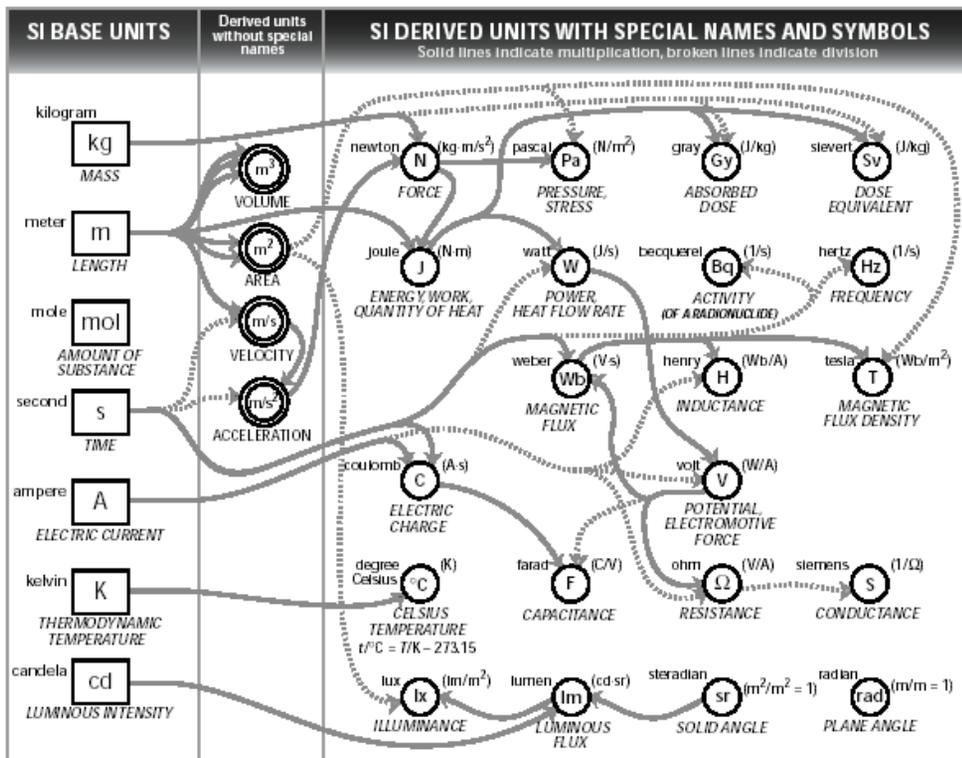
---

## UNIDADES FUNDAMENTALES O BÁSICAS DEL SISTEMA INTERNACIONAL DE UNIDADES (SI)

---

Propiedad o dimensión	Nombre	Símbolo
longitud	metro	m
masa	kilogramo	kg
tiempo	segundo	s
cantidad de sustancia	mol	mol
corriente eléctrica	ampere	A
intensidad luminosa	candela	cd
temperatura termodinámica	kelvin	K

### Relationships of the SI derived units with special names and symbols and the SI base units



<b>Frase en inglés</b>	<b>Traducción al español</b>	<b>Frase en inglés</b>	<b>Traducción al español</b>
Relationships of the SI derived units with special names and symbols and the SI base units	Relaciones de las unidades derivadas del SI con nombres y símbolos especiales y las unidades básicas del SI	Solid lines indicate multiplication, broken lines indicate division	Las líneas continuas indican multiplicación, las líneas punteadas indican división
ABSORBED DOSE	DÓSIS ABSORBIDA	LENGTH	LONGITUD
ACCELERATION	ACELERACIÓN	LUMINOUS FLUX	FLUJO LUMINOSO
ACTIVITY (OF A RADIONUCLIDE)	ACTIVIDAD (DE UN RADIONÚCLIDO)	LUMINOUS INTENSITY	INTENSIDAD LUMINOSA
AMOUNT OF SUBSTANCE	CANTIDAD DE SUSTANCIA	MAGNETIC FLUX DENSITY	DENSIDAD DE FLUJO MAGNÉTICO
AREA	ÁREA	MASS	MASA
CAPACITANCE	CAPACITANCIA	PLANE ANGLE	ÁNGULO PLANO
CELSIUS TEMPERATURE	TEMPERATURA CELSIUS	POTENTIAL, ELECTROMOTIVE FORCE	POTENCIAL, FUERZA ELECTROMOTRIZ
CONDUCTANCE	CONDUCTANCIA	POWER,	POTENCIA,
DOSE EQUIVALENT	DOSIS EQUIVALENTE	HEAT FLOW RATE	VELOCIDAD DEL FLUJO DE CALOR
ELECTRIC CHARGE	CARGA ELÉCTRICA	PRESSURE, STRESS	PRESIÓN, TENSIÓN
ELECTRIC CURRENT	CORRIENTE ELÉCTRICA	RESISTANCE	RESISTENCIA
ENERGY, WORK, QUANTITY OF HEAT	ENERGÍA, TRABAJO, CANTIDAD DE CALOR	SOLID ANGLE	ÁNGULO SÓLIDO
FORCE	FUERZA	TEMPERATURE THERMODYNAMIC	TEMPERATURA TERMODINÁMICA
FREQUENCY	FRECUENCIA	TIME	TIEMPO
ILLUMINANCE	ILUMINANCIA	VELOCITY	VELOCIDAD
INDUCTANCE	INDUCTANCIA MAGNÉTICA	VOLUME	VOLUMEN

# TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

<http://www.periodni.com/es/>

	GRUPO	1	IA															18	VIII A																		
PERIODO		1	1.0079															2	4.0026																		
		<b>H</b>																	<b>He</b>																		
		HIDRÓGENO																	HELIO																		
		3	6.941	4	9.0122																																
		<b>Li</b>		<b>Be</b>																																	
		LITIO		BERILIO																																	
		11	22.990	12	24.305																																
		<b>Na</b>		<b>Mg</b>																																	
		SODIO		MAGNESIO																																	
		19	39.098	20	40.078	21	44.956	22	47.887	23	50.942	24	51.996	25	54.938	26	55.845	27	58.933	28	58.693	29	63.546	30	65.38	31	69.723	32	72.64	33	74.922	34	78.96	35	79.904	36	83.798
		<b>K</b>		<b>Ca</b>		<b>Sc</b>		<b>Ti</b>		<b>V</b>		<b>Cr</b>		<b>Mn</b>		<b>Fe</b>		<b>Co</b>		<b>Ni</b>		<b>Cu</b>		<b>Zn</b>		<b>Ga</b>		<b>Ge</b>		<b>As</b>		<b>Se</b>		<b>Br</b>		<b>Kr</b>	
		POTASIO		CALCIO		ESCANDIO		TITANO		VANADIO		CROMO		MANGANESES		hierro		COBALTO		NIQUEL		COBRE		CINC		GALIO		GERMANIO		ARSÉNICO		SELENIO		BROMO		KRIPTÓN	
		37	85.468	38	87.62	39	88.906	40	91.224	41	92.906	42	95.96	43	(98)	44	101.07	45	102.91	46	106.42	47	107.87	48	112.41	49	114.82	50	118.71	51	121.76	52	127.60	53	126.90	54	131.29
		<b>Rb</b>		<b>Sr</b>		<b>Y</b>		<b>Zr</b>		<b>Nb</b>		<b>Mo</b>		<b>Tc</b>		<b>Ru</b>		<b>Rh</b>		<b>Pd</b>		<b>Ag</b>		<b>Cd</b>		<b>In</b>		<b>Sn</b>		<b>Sb</b>		<b>Te</b>		<b>I</b>		<b>Xe</b>	
		RUBIDIO		ESTRONCIO		YTRIO		CIRCONIO		NIÓBIO		MOLIBDENO		TECNEDIO		RUTENIO		RODIO		PALADIO		PLATA		CADMIO		INDIO		ESTAÑO		ANTIMONIO		TELURO		YODO		XENÓN	
		55	132.91	56	137.33	57-71		72	178.49	73	180.95	74	183.84	75	186.21	76	190.23	77	192.22	78	195.08	79	196.97	80	200.59	81	204.38	82	207.2	83	208.98	84	(209)	85	(210)	86	(222)
		<b>Cs</b>		<b>Ba</b>		<b>La-Lu</b>		<b>Hf</b>		<b>Ta</b>		<b>W</b>		<b>Re</b>		<b>Os</b>		<b>Ir</b>		<b>Pt</b>		<b>Au</b>		<b>Hg</b>		<b>Tl</b>		<b>Pb</b>		<b>Bi</b>		<b>Po</b>		<b>At</b>		<b>Rn</b>	
		CESIO		BARIO		Lantánidos		HAFNIO		TÁNTALO		WOLFRAMIO		RENIÓ		OSMIO		IRIDIO		PLATINO		ORO		MERCURIO		TALIO		PLOMO		BISMUTO		POLONIO		ASTATO		RADÓN	
		87	(223)	88	(226)	89-103		104	(267)	105	(268)	106	(271)	107	(272)	108	(277)	109	(276)	110	(281)	111	(280)	112	(285)												
		<b>Fr</b>		<b>Ra</b>		<b>Ac-Lr</b>		<b>Rf</b>		<b>Db</b>		<b>Sg</b>		<b>Bh</b>		<b>Hs</b>		<b>Mt</b>		<b>Ds</b>		<b>Rg</b>		<b>Cn</b>													
		FRANCIO		RADIO		Actinidos		RUTHERFORDIO		DUBNIO		SEABORGIO		BOHRIO		HASSIO		MEITNERIO		DARMSHTADTIO		ROENTGENIO		COPERNICIO													

**LANTÁNIDOS**

57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71
<b>La</b>	<b>Ce</b>	<b>Pr</b>	<b>Nd</b>	<b>Pm</b>	<b>Sm</b>	<b>Eu</b>	<b>Gd</b>	<b>Tb</b>	<b>Dy</b>	<b>Ho</b>	<b>Er</b>	<b>Tm</b>	<b>Yb</b>	<b>Lu</b>
LANTANO	CERIO	PRASEODIMO	NEODIMIO	PROMETIO	SAMARIO	EUROPIO	GADOLINO	TERBIO	DISPROSIO	HOLMIO	ERBIO	TULIO	YTERBIO	LUTECIO

**ACTINIDOS**

89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103
<b>Ac</b>	<b>Th</b>	<b>Pa</b>	<b>U</b>	<b>Np</b>	<b>Pu</b>	<b>Am</b>	<b>Cm</b>	<b>Bk</b>	<b>Cf</b>	<b>Es</b>	<b>Fm</b>	<b>Md</b>	<b>No</b>	<b>Lr</b>
ACTINIO	TORIO	PROTACTINIO	URANIO	NEPTUNIO	PLUTONIO	AMERICIO	CURIO	BERKELIO	CALIFORNIO	EINSTEINIO	FERMIO	MENDELEVIO	NOBELIO	LAWRENCIO

(1) *Pure Appl. Chem.*, 81, No. 11, 2131-2156 (2009)  
 Las masas atómicas relativas se expresada con cinco cifras significativas. El elemento no tiene núcleos estables. El valor encerrado en paréntesis, por ejemplo [209], indica el número de masa de más larga vida del elemento. Sin embargo tres de tales elementos (Th, Pa y U) tienen un composición isotópica terrestre característica, y para estos es tabulado un peso atómico.

