

TEMA 1: EL ÁTOMO, LA TABLA Y EL ENLACE

RESUMEN TEÓRICO Y FORMULARIO

- Cálculo del número de partículas de un elemento: ${}^A_Z X$

Número de protones: Z ; número de neutrones: $A - Z$

Número de electrones: $Z \pm$ valor absoluto de la carga

- Números cuánticos:

Número cuántico	Símbolo	Valores	Significado
Principal	n	1, 2, 3, 4, 5, 6, 7	Valor de la capa o nivel
Secundario	ℓ	De 0 a $n - 1$	Valor de la subcapa o subnivel
Magnético	m	De $-\ell$ a $+\ell$, incluyendo el 0	Tipo de orbital
Spin	s	$+\frac{1}{2}$ y $-\frac{1}{2}$ para cada valor de m	Rotación del electrón

- El valor del número cuántico magnético ℓ determina el tipo de orbital:

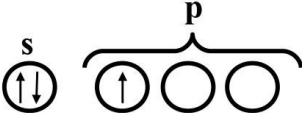
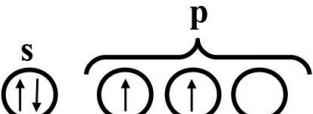
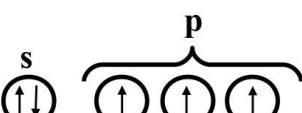
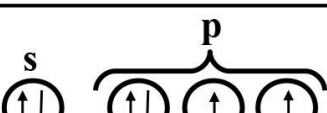
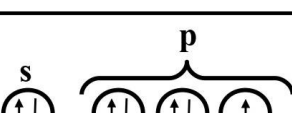
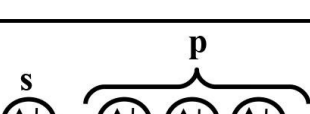
Valor de ℓ	Tipo de orbital	Nº máximo de electrones
0	s	2
1	p	6
2	d	10
3	f	14

- Principio de Aufbau o principio de mínima energía: los electrones van ocupando los orbitales de menor a mayor energía. La energía de cada orbital viene dado por la suma de los números cuánticos $n + \ell$. En caso de empate, el de menor energía es el de menor n .

- Regla de Hund: principio de máxima multiplicidad: dentro de una misma subcapa, los electrones tienden a estar lo más desapareados posible. Esto se debe a la repulsión entre electrones.

- Principio de exclusión de Pauli: en un mismo átomo no pueden haber dos electrones con los cuatro números cuánticos iguales.

- Representación de orbitales mediante círculos o cuadrados:

Elemento	Configuración externa	Diagrama de orbitales
Li	s^1	
Be	s^2	
B	$s^2 p^1$	
C	$s^2 p^2$	
N	$s^2 p^3$	
O	$s^2 p^4$	
F	$s^2 p^5$	
Ne	$s^2 p^6$	

- Regla de Möeller: es un diagrama para recordar el orden de llenado de orbitales en las configuraciones electrónicas:

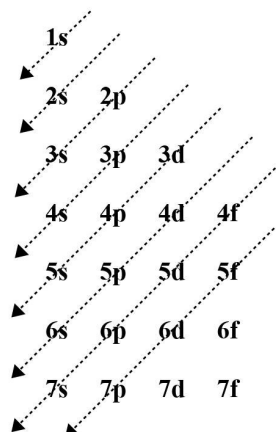


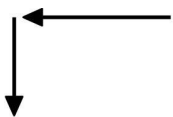
Diagrama de Möeller

- La relación entre la tabla periódica y la configuración electrónica es:

Periodo	Grupo 1	Grupo 2	Grupo 3	Grupo 4	Grupo 5	Grupo 6	Grupo 7	Grupo 8	Grupo 9	Grupo 10	Grupo 11	Grupo 12	Grupo 13	Grupo 14	Grupo 15	Grupo 16	Grupo 17	Grupo 18
	ALCALINOS	ALCALINOTÉRREOS	GRUPO DEL ESCANDIO	GRUPO DEL TITANIO	GRUPO DEL VANADIO	GRUPO DEL CROMO	GRUPO DEL MANGANESO	GRUPO DEL HIERRO	GRUPO DEL COBALTO	GRUPO DEL NIQUEL	GRUPO DEL COBRE	GRUPO DEL ZINC	TÉRREOS	CARBONOIDES	NITRÓGENOS	ANFÍGENOS / CALÓGENOS	HALÓGENOS	GASES NOBLES / INERTES
	ns ¹	ns ²	(n-1)d ¹ ns ²	(n-1)d ² ns ²	(n-1)d ³ ns ²	(n-1)d ⁴ ns ²	(n-1)d ⁵ ns ²	(n-1)d ⁶ ns ²	(n-1)d ⁷ ns ²	(n-1)d ⁸ ns ²	(n-1)d ⁹ ns ²	(n-1)d ¹⁰ ns ²	ns ² np ¹	ns ² np ²	ns ² np ³	ns ² np ⁴	ns ² np ⁵	ns ² np ⁶
n = 1																		He HELIO
n = 2	Li LITIO	Be BERILIO											B BORO	C CARBONO	N NITRÓGENO	O OXÍGENO	F FLÚOR	Ne NEÓN
n = 3	Na SODIO	Mg MAGNESIO											Al ALUMINIO	Si SILICIO	P FÓSFORO	S AZUFRE	Cl CLORO	Ar ARGÓN
n = 4	K POTASIO	Ca CALCIO	Sc ESCANDIO	Ti TITANIO	V VANADIO	Cr CROMO	Mn MANGANESO	Fe HIERRO	Co COBALTO	Ni NIQUEL	Cu COBRE	Zn ZINC / ZINCO	Ga GALIO	Ge GERMANIO	As ARSENICO	Se SELENIO	Br BROMO	Kr CRIPTON
n = 5	Rb RUBIDIO	Sr ESTRONCIO	Y ITRIO	Zr CIRCONIO	Nb NIOBIO	Mo MOLIBDENO	Tc TECNICIO	Ru RUTENIO	Rh RODIO	Pd PALADIO	Ag PLATA	Cd CADMIO	In INDIO	Sn ESTAÑO	Sb ANTIMONIO	Te TELURO	I YODO / YODO	Xe XENÓN
n = 6	Cs CESIO	Ba BARIO	La LANTANO	Hf HAFNIO	Ta TANTALO	W WOLFRAMIO	Re RENNIO	Os OSMIO	Ir IRIDIO	Pt PLATINO	Au ORO	Hg MERCURIO	Tl TALIO	Pb PLOMO	Bi BISMUTO	Po POLOONIO	At ASTATO	Rn RADÓN
n = 7	Fr FRANCIO	Ra RADIO	Ac ACTINIO															

- Los semimetales son: B, Si, Ge, As, Sb, Te y Po.

Propiedad	Definición
Radio atómico	Es el radio de un átomo. Es directamente proporcional al volumen atómico
Radio iónico	Es el radio de un átomo que ha ganado o perdido uno o varios electrones
Energía de ionización	Es la energía necesaria para arrancar el electrón más externo de un átomo en estado gaseoso.
Afinidad electrónica o electroafinidad	Es la energía que se absorbe o se desprende cuando un átomo gaseoso acepta un electrón
Electronegatividad	Es la tendencia de atraer electrones de enlace por parte de un átomo

- El radio atómico y el carácter metálico aumentan así:	- La energía de ionización, la afinidad electrónica y la electronegatividad aumentan así:
	

- Explicación de cómo varían las propiedades periódicas:

Propiedad	¿Por qué aumenta hacia abajo?	¿Por qué aumenta hacia la izquierda?
Radio atómico o volumen atómico	Porque aumenta el número de niveles electrónicos, es decir, de capas electrónicas y también el apantallamiento de los electrones internos.	Porque al disminuir el número atómico, Z , disminuye la carga nuclear efectiva y los electrones están menos atraídos por el núcleo.

Propiedad	¿Por qué aumenta hacia arriba?	¿Por qué aumenta hacia la derecha?
Energía de ionización	Porque el átomo es cada vez más pequeño, los electrones externos están más cerca del núcleo y la atracción del núcleo es mayor y es más difícil arrancar un electrón.	En el mismo periodo, los electrones están en la misma capa; al aumentar el número atómico, aumenta la carga nuclear, los electrones de la misma capa están más atraídos por el núcleo y es más difícil arrancar un electrón.
Afinidad electrónica	Porque el átomo es cada vez más pequeño, los electrones externos están más cerca del núcleo y la atracción del núcleo es mayor y es más fácil darle un electrón al átomo.	En el mismo periodo, los electrones están en la misma capa. Al aumentar el número atómico, aumenta la carga nuclear, los electrones de la misma capa están más atraídos por el núcleo y es más fácil darle un electrón al átomo.

Electronegatividad	Al disminuir el tamaño del átomo, los electrones de enlace están más atraídos por el núcleo atómico porque está más cerca.	Al disminuir el tamaño del átomo, los electrones de enlace están más atraídos por el núcleo atómico porque está más cerca.
--------------------	--	--

Tipo de enlace	Características
Iónico	Un átomo le da uno o varios electrones al otro, ambos átomos se convierten en iones de signo contrario y se atraen con fuerzas electrostáticas.
Covalente	Los dos átomos dan un electrón cada uno y esos dos electrones giran alrededor de los dos átomos. Se pueden compartir uno, dos o tres pares de electrones, dando lugar al enlace covalente sencillo, doble o triple.
Metálico	Cada átomo del metal tiene electrones propios y electrones que comparte con todos los átomos metálicos formando una nube electrónica o gas electrónico.
Fuerzas de van der Waals	Son débiles atracciones electrostáticas entre moléculas
Enlace de hidrógeno	Es la unión de dos átomos muy electronegativos de distintas moléculas en el que hay un átomo de hidrógeno en medio.

- Tipos de fuerzas de van der Waals:

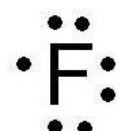
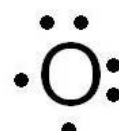
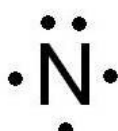
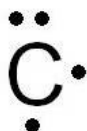
Nombre	Tipo de dipolo	Características	Ejemplos
Fuerzas de Keesom	Dipolo-dipolo	Presente en moléculas polares	HCl, CHCl ₃ , SO ₂ , H ₂ S
Fuerzas de Debye	Dipolo-dipolo inducido	Se da entre una molécula polar y una apolar	H ₂ O y O ₂ juntos
Fuerzas de dispersión o fuerzas de London o fuerzas de dispersión de London	Dipolo instantáneo-dipolo inducido	Presente en las moléculas apolares	Gases nobles, H ₂ , N ₂ , O ₂ , O ₃ , CO ₂

- El enlace de hidrógeno puede considerarse una fuerza dipolo-dipolo.
- El enlace de hidrógeno sólo es importante si el otro átomo es: O, F o N.
- Orden de intensidad: Enlace de hidrógeno > fuerzas dipolo-dipolo > fuerzas de London.

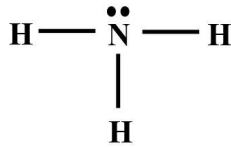
- Cuadro resumen de las propiedades de las sustancias:

Propiedad	Sustancias iónicas	Sustancias covalentes	Sustancias metálicas	Sustancias moleculares
Tipo de enlace	Iónico	Covalente	Metálico	Covalente + FVDW o enlace de H
Átomos que se unen	M + NM	M derecha + NM M derecha + semimetal NM + semimetal	M + M	NM + NM
Ejemplos	NaCl, KI, K ₂ SO ₄	Diamante, grafito, Al ₂ O ₃ , SiC	Fe, Na, bronce, latón	O ₂ , N ₂ , H ₂ O, NH ₃
Estructura	Red cristalina de iones con electrones localizados	Red cristalina de átomos con electrones localizados	Red cristalina de cationes con electrones libres	Moléculas
Puntos de fusión y ebullición	Altos	Altos	Medios a altos	Bajos
Estado a T ambiente	Sólido	Sólidos	Sólidos excepto el mercurio	Sólidos, líquidos o gases
Dureza	Alta	Alta	Media a alta	Baja
Tenacidad	Baja	Baja	Media a alta	Baja
¿Conducen la electricidad?	Sólo cuando están fundidos o disueltos	No, excepto el grafito	Sí, muy bien	No
¿Se disuelven en agua?	Sí	No	No	Las sustancias polares, sí
¿Se disuelven en gasolina?	No	No	No	Las sustancias apolares, sí

- Diagramas de Lewis o estructuras de Lewis: consiste en una representación de los electrones de valencia de un elemento. Ejemplos: las estructuras de Lewis para el primer y el segundo periodos son:



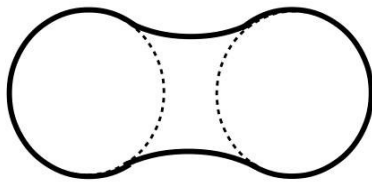
- También existen estructuras de Lewis de moléculas: se consigue emparejando los electrones desapareados de los átomos que forman enlace entre sí.



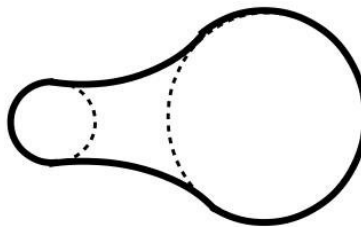
Estructura de Lewis del amoníaco

- Polaridad de los enlaces:

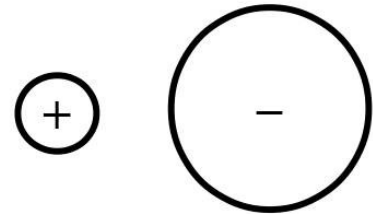
	Covalente apolar	Covalente polar	Iónico
Diferencia de electronegatividades	0 a 0'9	1 a 1'6	1'7 o más



Molécula apolar



Molécula polar



Compuesto iónico

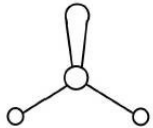
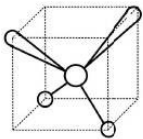
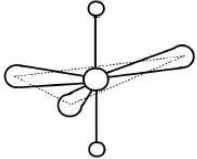
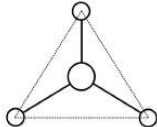
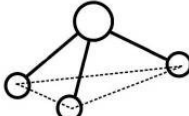
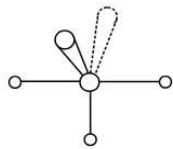
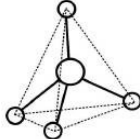
- Teoría RPECV: los orbitales se disponen en torno al átomo central de tal forma que la repulsión sea mínima y teniendo en cuenta la intensidad de estas repulsiones:

Par libre-par libre > par libre-par enlazante > par enlazante-par enlazante

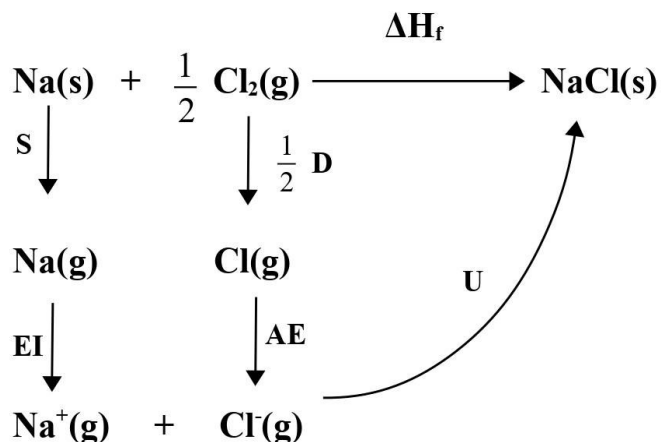
- Hibridación: consiste en la combinación de orbitales atómicos del átomo central para formar otros orbitales llamados orbitales híbridos que tienen la misma energía entre sí y una disposición espacial distinta a la que tenían los orbitales atómicos.

- Tipos de hibridaciones:

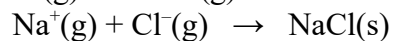
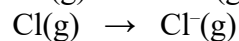
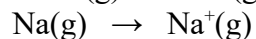
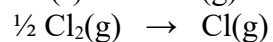
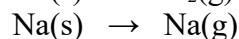
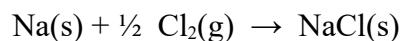
Hibridación	Ecuación	Tipo de enlace	Geometría de los orbitales
sp	1 O.A. s + 1 O.A. p = 2 O.H. sp	Triple	Lineal
sp ²	1 O.A. s + 2 O.A. p = 3 O.H. sp ²	Doble	Trigonal plana
sp ³	1 O.A. s + 3 O.A. p = 4 O.H. sp ³	Sencillo	Tetraédrica

TEORÍA RPECV					
Tipo de molécula	Pares e ⁻ enlace	Pares e ⁻ libres	Geometría	Dibujo	Ejemplos
AX ₂	2	0	Lineal		BeCl ₂
AX ₂	2	1	Angular		SnCl ₂ , SO ₂
AX ₂	2	2	Angular		H ₂ O, SF ₂
AX ₂	2	3	Lineal		XeF ₂ , IF ₂ ⁻
AX ₃	3	0	Plana trigonal		BF ₃
AX ₃	3	1	Piramidal trigonal		NH ₃ , PCl ₃
AX ₃	3	2	Forma de T		ClF ₃
AX ₄	4	0	Tetraédrica		CF ₄

- Ciclo de Born-Haber: es un ciclo teórico destinado a calcular la energía reticular de un compuesto iónico. Ejemplo: el ciclo de Born-Haber para el NaCl:



- Si lo descomponemos en los distintos procesos:



ΔH_f : entalpía de formación

$\Delta H_{\text{sub}} = S$: calor de sublimación

$\Delta H_{\text{dis}} = D$: calor de disociación

EI: energía de ionización

AE: afinidad electrónica

U: energía reticular

- Si aplicamos la ley de Hess y escribimos las reacciones adecuadamente, se obtiene que, para el NaCl:

$$\Delta H_f = S + \frac{1}{2} \cdot D + \text{EI} + \text{AE} + U$$

- Esta expresión no es igual siempre, depende de la fórmula del compuesto iónico.

PROBLEMAS Y CUESTIONES DEL ÁTOMO, LA TABLA Y EL ENLACE

2024

1) Dados los iones F^- y O^{2-} , justifique la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:

- a) Los dos tienen el mismo número de protones.
- b) Los dos tienen la misma configuración electrónica.
- c) Son isótopos entre sí.

a) Falso. El número de protones viene dado por el número atómico, Z . Para el flúor, $Z = 9$ y para el oxígeno, $Z = 8$.

b) Verdadero.

* Configuraciones electrónicas de los átomos neutros: $F: 1s^2 2s^2 2p^5$; $O: 1s^2 2s^2 2p^4$

* Configuraciones electrónicas de los iones: $F^-: 1s^2 2s^2 2p^6$; $O^{2-}: 1s^2 2s^2 2p^6$

Se sigue el orden de llenado de orbitales del diagrama de Möeller.

c) Falso. Son isótopos los átomos del mismo elemento que tienen distinto número de neutrones. Como se trata de elementos distintos (con distinto valor de Z), no pueden ser isótopos.

2) Dados tres elementos cuyas configuraciones electrónicas son:

$A (1s^2 2s^2 2p^2)$; $B (1s^2 2s^2 2p^6 3s^1)$ y $C (1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5)$

- a) Explique si es posible que existan las moléculas B_2 y C_2 .
- b) Justifique el tipo de enlace que se dará entre los elementos B y C.
- c) Razone si el compuesto formado por A y C será polar.

a) No es posible la B_2 pero sí la C_2 . El elemento B es un alcalino (el Na) y no tiene tendencia a formar especies bimoleculares. El elemento C es un halógeno (el Cl) y sí tiene tendencia a formar especies bimoleculares, compartiendo un electrón cada átomo de Cl para alcanzar la estabilidad.

b) Enlace iónico. Debido a la gran diferencia de electronegatividades entre ambos elementos, el Na le cederá un electrón al cloro y se atraerán electrostáticamente (enlace iónico).

c) Sí, lo será. El elemento A es el carbono y el C es el cloro. Formarán el compuesto AC_4 (CCl_4). La diferencia de electronegatividades no es suficiente para crear un enlace iónico pero sí un enlace covalente polar.

3) Conteste de forma razonada a las cuestiones acerca de los elementos A ($Z = 19$) y B ($Z = 34$):

- a) ¿A qué grupo y a qué período pertenecen?
- b) ¿Qué elemento tiene un radio atómico menor?
- c) ¿Qué elemento tiene mayor energía de ionización?

a) A es el potasio, K, y B es el selenio, Se.

* Configuraciones electrónicas: K: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$; Se: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$

Para averiguar el grupo y el período, nos fijamos en el último orbital que se está ocupando: el número nos da el período y la configuración externa nos da el grupo.

K: grupo 1 (alcalinos), cuarto período ; Se: grupo 16 (anfígenos o calcógenos), cuarto período

b) El B, el selenio. Ambos elementos están en el mismo período, luego tienen el mismo número de niveles energéticos; el que tiene mayor Z tiene mayor carga nuclear efectiva y menor tamaño atómico, pues los electrones están más atraídos por el núcleo.

c) El B, el selenio. La energía de ionización es la energía necesaria para arrancar un electrón de un átomo gaseoso. A mayor energía de ionización, mayor dificultad en arrancar ese electrón. Al selenio es más difícil arrancarle un electrón porque tiene menor tamaño y mayor carga nuclear efectiva que el potasio y los electrones están más atraídos por el núcleo.

4) a) Justifique si son posibles las siguientes combinaciones de números cuánticos:

(2, 0, 3, $-\frac{1}{2}$); (3, 1, -1, $-\frac{1}{2}$).

b) Dados los elementos X e Y, cuyos valores de Z son 20 y 25, respectivamente, identifíquelos basándose en sus configuraciones electrónicas.

c) Razone si X tendrá mayor o menor radio atómico que Y.

a) La primera combinación no es posible porque m va desde $-\ell$ a $+\ell$ pasando por cero, luego el único valor de m posible es 0. La segunda combinación sí es posible porque se cumplen las reglas de los números cuánticos: n puede ir de 1 a 7; ℓ puede ir de 0 a $n - 1$; m puede ir de $-\ell$ a $+\ell$ pasando por cero y s puede valer $+\frac{1}{2}$ y $-\frac{1}{2}$ por cada valor de m. Los números cuánticos van en este orden: (n, ℓ , m, s).

b) X es el calcio (Ca) e Y es el manganeso (Mn).

* Configuraciones electrónicas: X: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$; Y: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$

Para averiguar el grupo y el período, nos fijamos en el último orbital que se está ocupando: el número nos da el período y la configuración externa nos da el grupo.

c) X tiene mayor radio atómico que Y. Ambos elementos están en el mismo período, luego tienen el mismo número de niveles energéticos; el que tiene menor Z tiene menor carga nuclear efectiva y mayor tamaño atómico, pues los electrones están menos atraídos por el núcleo.

5) Justifique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

a) Si una molécula es apolar no puede contener enlaces polares.

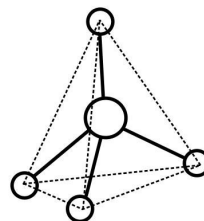
b) En un sólido metálico los cationes y aniones ocupan posiciones fijas dentro de la red metálica.

c) La molécula de BCl_3 tiene geometría plana triangular.

a) Falso. Una molécula puede tener enlaces polares porque sus elementos tienen distintas electronegatividades y ser apolar porque, gracias a la geometría de la molécula, se compensan los momentos dipolares parciales y dan lugar a un momento dipolar total nulo. Ejemplos: BeCl_2 y CCl_4 .



BeCl_2

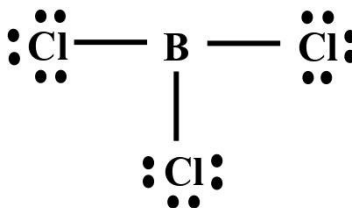


CCl_4

b) Falso. Un sólido metálico tiene enlace metálico. En el enlace metálico, la estructura tridimensional está formada por infinitud de celdas unitarias cuyos vértices están ocupados por cationes metálicos. Algunos electrones giran alrededor de todos los cationes formando el gas electrónico.

c) Verdadero.

* Estructura de Lewis:



Estructura de Lewis del BCl_3

El BCl_3 es una molécula del tipo AB_3 , luego es trigonal plana.

2023

6) a) Razone a qué grupo del sistema periódico pertenecen los elementos cuyo ion más estable es aquel que resulta de la pérdida de un electrón.

b) Indique un conjunto de números cuánticos para un electrón que se encuentra en un orbital 5d.

c) Ordene en orden creciente de energía los orbitales para los siguientes grupos de números cuánticos:

$(4,0,0,+1/2)$, $(3,2,1,-1/2)$, $(2,1,0,+1/2)$, $(4,1,0,+1/2)$

a) El grupo 1, los alcalinos. Su configuración electrónica externa es ns^1 . Según la regla del octeto, cuando se combinan los elementos, tienden a adquirir la configuración del gas noble más cercano, que es muy estable. Cuando un alcalino pierde un electrón, adquiere la configuración externa $ns^2 np^6$.

b) (5,2,1,+1/2)

* Explicación: los números cuánticos son: (n,ℓ,m,s). El número n corresponde al número del orbital, n = 5. El número ℓ corresponde al orbital d: ℓ = 2. El número m va desde -ℓ a +ℓ, incluyendo el cero. Por cada valor de m, hay dos posibles de s: +1/2 y -1/2.

c) * Orden pedido: (2,1,0,+1/2), (4,0,0,+1/2), (3,2,1,-1/2) y (4,1,0,+1/2).

El orden creciente de energía de los orbitales viene dado por la regla de Madelung: la energía de un orbital viene dada por la suma de sus números cuánticos n + ℓ. En caso de empate, el de menor energía es el de menor valor de n.

Electrón	n	ℓ	n + ℓ
(4,0,0,+1/2)	4	0	4
(3,2,1,-1/2)	3	2	5
(2,1,0,+1/2)	2	1	3
(4,1,0,+1/2)	4	1	5

7) Razone si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- a) Los elementos del grupo 17 (los halógenos) tienen tendencia a ganar dos o más electrones.
- b) El ion Ca^{2+} tiene la configuración electrónica de un gas noble.
- c) El radio del ion Br^- es mayor que el del átomo de Br.

a) Falsa. Tienen tendencia a ganar un electrón. Según la regla del octeto, cuando se combinan los elementos, tienden a adquirir la configuración del gas noble más cercano, que es muy estable. En el caso de los halógenos ($ns^2 np^5$), la configuración de gas noble ($ns^2 np^6$) más cercano se alcanza ganando un electrón.

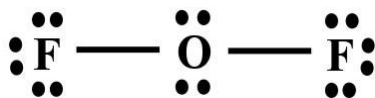
b) Verdadera. La configuración del átomo de calcio es: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$, que es la configuración electrónica ordenada por niveles electrónicos. Para obtener la configuración del ion Ca^{2+} , quitamos los dos electrones más externos, es decir, los situados más a la derecha en la configuración: Ca^{2+} : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$, que es la configuración del Ar. Según la regla del octeto, el Ca también tiende a obtener la configuración electrónica del gas noble más cercano.

c) Verdadera. Ambos átomos tienen la misma carga nuclear, pues se trata del mismo elemento y, por tanto, tienen el mismo número de protones. Al tener más electrones el ion bromuro, Br^- , estos electrones estarán menos atraídos por el núcleo y el tamaño del átomo será mayor.

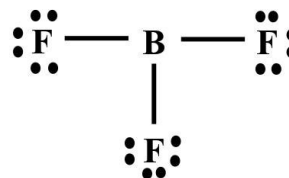
8) Para las moléculas OF_2 y BF_3 :

- a) Justifique la geometría molecular que presentan según la TRPECV.
- b) Indique la hibridación del átomo central de cada molécula.
- c) Razone si son polares o apolares.

a) * Estructuras de Lewis:



OF₂



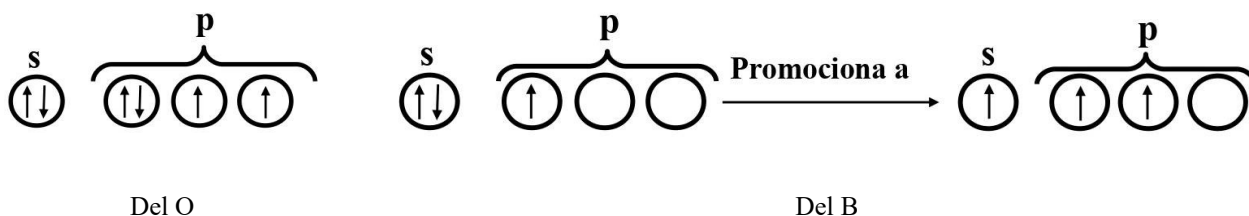
BF₃

La molécula OF₂ es del tipo AB₂E₂, luego su geometría es angular. La molécula BF₃ es del tipo AB₃, luego su geometría es trigonal plana.

b) El O tiene hibridación sp³ y el B tiene hibridación sp².

* Configuraciones electrónicas externas de los átomos centrales: O: ns² np⁴ ; B: ns² np¹

* Diagramas de orbitales:



* Ecuaciones de hibridación:

Para el O: 1 O.A. s + 3 O.A. p = 4 O.H. Sp³

Para el B: 1 O.A. s + 2 O.A. p = 3 O.H. sp²

c) El OF₂ es polar y el BF₃ es apolar. Aunque los enlaces O – F y B – F tienen un momento dipolar parcial, la geometría de la molécula en el BF₃ hace que el momento dipolar total sea nulo y que la molécula sea apolar. El OF₂ tiene un momento dipolar distinto de cero al ser la molécula angular.

9) Dadas las configuraciones electrónicas:

A = 1s² 2s² 2p⁵ ; B = 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 3d⁵ 4s² ; C = 1s² 2s² 2p⁶ 3s²

a) Justifique el grupo y el período de los elementos A y B.

b) Explique el carácter metálico o no metálico de los elementos A y C.

c) Indique los iones más estables de los elementos A y C, escribiendo sus correspondientes configuraciones electrónicas.

a) Si el último orbital es s o p, el período viene dado por el número cuántico principal. Si el último orbital en irse llenando es el d, su configuración externa es (n – 1) d, es decir, al número que acompaña al orbital hay que añadirle una unidad para obtener el número del período. El número de electrones externos nos indica el grupo.

Elemento	Último orbital	Grupo	Período
A	2p ⁵	17, halógenos	Segundo
B	3d ⁵	7, grupo del Mn	Cuarto

b) A es no metálico y C es metálico. Un elemento tiene carácter metálico cuando tiene gran tendencia a perder electrones, es decir, cuando tiene una baja energía de ionización. A tiene tendencia a ganar electrones para conseguir la configuración de gas noble (regla del octeto) y C tiene tendencia a perder electrones por la misma regla.

c) A⁻: 1s² 2s² 2p⁶ ; C²⁺: 1s² 2s² 2p⁶

10) Responda a las siguientes cuestiones de manera razonada:

- Dados los compuestos CaF₂ y CO₂, identifique el tipo de enlace que predomina en cada uno de ellos.
- Ordene los compuestos CaF₂, CO₂ y H₂O de menor a mayor punto de ebullición.
- De los compuestos NaF, KF y LiF, ¿cuál tiene mayor energía reticular?

a) CaF₂: iónico; CO₂: fuerzas de van der Waals. Como el Ca y el F tienen una gran diferencia de electronegatividad, el enlace será iónico, pues el Ca tiene tendencia a darle electrones al F. Como el C y el O tienen poca diferencia de electronegatividad y la geometría molecular anula los momentos dipolares parciales, el enlace intramolecular será covalente apolar y las fuerzas intermoleculares serán fuerzas de dispersión o de London.

b) El orden es: CO₂ < H₂O < CaF₂. Cuando una sustancia hierve, se rompen sus fuerzas intermoleculares. A mayor intensidad de las fuerzas intermoleculares, mayor punto de ebullición. Debido a la diferencia de electronegatividad entre los elementos, el CO₂ tiene fuerzas de van der Waals, el H₂O tiene enlace de hidrógeno y el CaF₂ tiene enlace iónico. La intensidad de estos enlaces sigue este orden: van der Waals < enlace de hidrógeno < enlace iónico.

c) El LiF. La energía reticular, U, es proporcional a: $\frac{Q_{\text{catión}} \cdot Q_{\text{anión}}}{r_{\text{catión}} + r_{\text{anión}}}$. Los numeradores son iguales para los tres compuestos, pues las cargas son iguales. El radio del anión F⁻ es igual en los tres casos. La diferencia está en el radio del catión. Como el radio iónico del Li⁺ es menor que el del Na⁺ y del K⁺, el denominador de la energía reticular es menor para el LiBr, por lo que su energía reticular será mayor.

11) Dados los elementos F, Cl y Al, indique razonadamente si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- El Cl es el elemento que tiene menor energía de ionización.
- El Al es el elemento que tiene mayor afinidad electrónica.
- El F es el que tiene menor radio atómico.

a) Falsa, es el Al. La energía de ionización es la energía necesaria para arrancar un electrón de un átomo gaseoso. A menor energía de ionización, menor dificultad en arrancarlo. Es más fácil arrancar un electrón en el Al que en el F y en el Cl porque el Al tiene mayor tamaño. Tiene mayor tamaño que el F porque tiene un nivel electrónico más. Tiene más tamaño que el Cl porque tiene menor carga nuclear al tener menor número atómico.

b) Falsa, es el F. La afinidad electrónica es la energía necesaria para que un átomo gaseoso acepte un electrón. A mayor afinidad electrónica, mayor facilidad en ganar ese electrón. El F tiene mayor afinidad por ser el más pequeño.

c) Verdadera. El F tiene menor radio atómico que el Al y el Cl porque tiene un nivel electrónico menos.

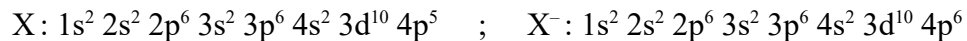
12) El ion más estable de un elemento X ($Z = 35$) es X^-

a) Escriba la configuración electrónica del ion X^-

b) Razone a qué grupo y periodo pertenece X.

c) ¿Cuántos electrones desapareados posee X ? Razone la respuesta.

a) * Configuraciones electrónicas:



b) Observamos el último orbital que se está llenando: $4p^5$. El número 4 indica que pertenece al cuarto periodo. La configuración p^5 indica que es un halógeno, grupo 17.

c) Tiene un electrón desapareado. El diagrama de orbitales externos de un halógeno es:

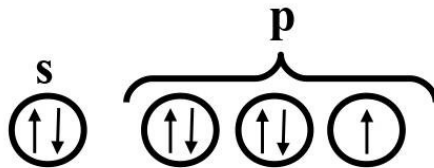


Diagrama de orbitales para la configuración $s^2 p^5$

13) Conteste justificando la respuesta:

a) ¿Qué compuesto tendrá mayor dureza: LiBr o CsI?

b) ¿Qué compuesto tendrá mayor temperatura de ebullición: HI o HF?

c) ¿Qué compuesto tendrá mayor punto de fusión: NaBr o NaI?

a) El LiBr, pues tiene mayor energía reticular. La dureza es la resistencia a ser rayado. La energía reticular es proporcional a $\frac{Q_{\text{catión}} \cdot Q_{\text{anión}}}{r_{\text{catión}} + r_{\text{anión}}}$. Las cargas del catión y del anión son iguales en ambos compuestos, pues los cuatro elementos tienen valencia uno. La diferencia está en el denominador: Como el Li tiene menos niveles electrónicos que el Cs y el Br tiene menos que el I, el radio iónico del LiBr es menor que en el CsI, luego: $U_{\text{LiBr}} > U_{\text{CsI}}$.

b) El HF. Cuando una sustancia hierve, se rompen sus fuerzas intermoleculares. Las fuerzas intermoleculares en el HF (enlace de hidrógeno) son más intensas que en el HI (fuerzas de van der Waals), pues el F tiene mucha mayor electronegatividad que el I.

c) El NaBr. Cuando una sustancia se funde, se rompen algunas fuerzas intermoleculares. A mayor intensidad de estas fuerzas, mayor punto de fusión. El que tiene mayor intensidad de estas fuerzas es el de mayor energía reticular. El de mayor energía reticular es el de menor radio iónico. Como el Br tiene menos niveles electrónicos que el I, su radio iónico es menor, luego: $U_{\text{NaBr}} > U_{\text{NaI}}$.

14) Sean dos elementos A y B cuyos números atómicos son 12 y 17, respectivamente. Responda razonadamente a las siguientes cuestiones:

- a) ¿Cuál de ellos tiene un radio menor?
- b) ¿Qué elemento es más electronegativo?
- c) ¿Qué tipo de enlace tiene el compuesto que pueden formar si se combinan entre ellos? Indique la fórmula del compuesto más probable.

a) El B, el cloro.

* Configuración electrónica de A: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$. Es el Mg.

* Configuración electrónica de B: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$. Es el Cl.

Ambos elementos están en el mismo período, luego tienen el mismo número de niveles electrónicos. El cloro tiene mayor número atómico, luego su carga nuclear es mayor y atrae más a los electrones de valencia.

b) El B, el cloro. La electronegatividad es la tendencia a atraer a los electrones de enlace. El cloro tiene mayor electronegatividad porque es más pequeño y su carga nuclear positiva más cercana atrae más a la carga negativa de los electrones.

c) AB_2 , o bien, $MgCl_2$. Debido a la gran diferencia de electronegatividades entre ambos elementos, tienden a formar un enlace iónico. Según la regla del octeto, el Mg tiende a perder dos electrones para conseguir la configuración de gas noble y el Cl tiende a ganar un electrón para conseguir la configuración de gas noble.

15) Sean los elementos X ($Z = 16$) e Y ($Z = 53$):

- a) Escriba las configuraciones electrónicas de los dos elementos en estado fundamental.
- b) Razone a qué grupo y período del Sistema Periódico pertenecen cada uno de ellos.
- c) Justifique para cada uno de los elementos su ion más estable.

a) * Configuración electrónica de X: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$. Es el S.

* Configuración electrónica de Y: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^5$. Es el I.

b) Nos fijamos en el último orbital que se está llenando. El elemento X pertenece al tercer período, como indica su número cuántico principal; la configuración p^4 indica que pertenece al grupo 16, los anfígenos o calcógenos. El elemento Y pertenece al quinto período, como indica su número cuántico principal; la configuración p^5 indica que pertenece al grupo 17, los halógenos.

c) X^{2-} y Y^- . Según la regla del octeto, cuando se combinan los elementos tienden a adquirir la configuración electrónica del gas noble más cercano. El azufre (elemento X) la adquiere ganando dos electrones y el yodo (elemento Y) la adquiere ganando uno.

16) Los átomos A, B, C y D corresponden a elementos del segundo periodo y tienen 2, 3, 5 y 7 electrones de valencia, respectivamente. Responda razonadamente a las siguientes cuestiones:

- a) ¿Qué fórmula tendrá el compuesto formado por A y D?
- b) El compuesto formado por C y D ¿presentará enlace iónico o covalente?
- c) ¿Qué elemento tiene la energía de ionización más alta?

a) AD_2 . En el segundo período se están llenando los orbitales 2s y 2p.

* Configuraciones electrónicas externas: A: $2s^2$; B: $2s^2 2p^1$; C: $2s^2 2p^3$; D: $2s^2 2p^5$

Según la regla del octeto, el elemento A tiene tendencia a perder dos electrones para conseguir la configuración de gas noble y el elemento D tiene tendencia a ganar un electrón para conseguir la configuración de gas noble.

b) Presentará enlace covalente porque la diferencia de electronegatividades entre ambos elementos es inferior a 1'7.

c) El D. La energía de ionización es la energía necesaria para arrancar un electrón de un átomo gaseoso. Cuanto mayor esta energía, mayor dificultad. Es más difícil arrancarle un electrón al átomo D porque es el más pequeño y sus electrones de valencia están más atraídos por el núcleo.

17) Responda, razonadamente, la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:

a) Los átomos $^{23}_{11}Na$ y $^{25}_{11}Na$ tienen el mismo número de protones y de neutrones aunque distinto número de electrones.

b) Un átomo cuya configuración electrónica es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$ pertenece al grupo 17 del Sistema Periódico.

c) Un posible conjunto para los números cuánticos de un electrón situado en un orbital 5d es (5,3,0,-1/2).

a) Falso. La simbología es A_ZX . Ambos tienen el mismo número de protones y de electrones, pues tienen igual valor de Z, 11. Ambos tienen distinto número de neutrones, lo que viene dado por: $N = A - Z$. El primer isótopo tiene 12 y el segundo 14.

b) Verdadero. La configuración externa p^5 corresponde al grupo 17 del sistema periódico, a los halógenos.

c) Falso. Los números cuánticos de un electrón son (n, ℓ , m, s). El cinco del orbital 5d indica que $n = 5$. La letra d indica que $\ell = 2$ y en el enunciado aparece $\ell = 3$.

18) Los elementos Na, Al y Cl tienen números atómicos 11, 13 y 17, respectivamente. Justificando las respuestas:

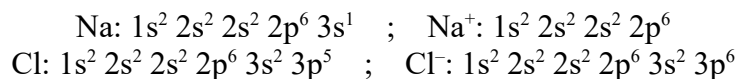
- a) Ordene los elementos de menor a mayor radio.
- b) ¿Cuál de ellos tiene la primera energía de ionización más alta?
- c) ¿Cuál tiene mayor radio: el Cl^- o el Na^+ ?

a) $\text{Cl} < \text{Al} < \text{Na}$. Los tres elementos están en el mismo período, luego tienen el mismo número de niveles electrónicos. A mayor número atómico, la carga nuclear será mayor y los electrones de valencia estarán más atraídos por el núcleo, luego el radio será menor.

b) El cloro. La energía de ionización es la energía necesaria para arrancar un electrón de un átomo gaseoso. Cuanto mayor esta energía, mayor dificultad. Es más difícil arrancarle un electrón al átomo de cloro porque es el más pequeño y sus electrones de valencia están más atraídos por el núcleo.

c) El Cl^- .

* Configuraciones electrónicas:



El Cl^- tiene mayor radio porque tiene mayor número de niveles electrónicos.

19) Justifique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

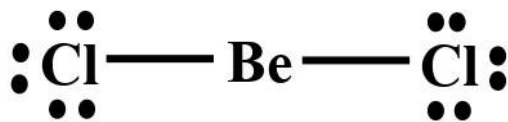
- a) En una molécula apolar todos los enlaces son apolares.
- b) Una molécula tetraédrica es siempre apolar.
- c) Las moléculas BeCl_2 y H_2S presentan el mismo ángulo de enlace.

a) Falsa. O mejor dicho, no necesariamente. Todos los enlaces apolares dan lugar a una molécula apolar. Sin embargo, varios enlaces polares pueden dar lugar a una molécula apolar si la geometría molecular hace que se anule el momento dipolar total, que es un vector suma de los momentos dipolares parciales. Ejemplo: el BeCl_2 y el CCl_4 .

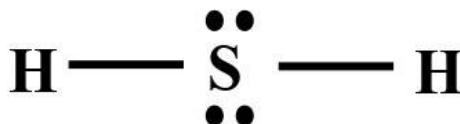
b) Falsa. Si todos los sustituyentes son iguales, la molécula es apolar. Si uno al menos de los sustituyentes es distinto, el momento dipolar total no es cero y la molécula es polar.

c) Falsa.

* Estructuras de Lewis:



BeCl_2



H_2S

El BeCl_2 es una molécula del tipo AB_2 , luego es lineal y el ángulo de enlace es de 180° . El H_2S es una molécula del tipo AB_2E_2 , luego es angular y el ángulo de enlace es de unos 92° .

20) Escriba la configuración electrónica y el símbolo del primer elemento del Sistema Periódico con:

- a) Los orbitales 2p llenos.
 - b) Un único electrón en un orbital d.
 - c) Un único electrón en un orbital p y que tiene los orbitales d llenos.
- a) * Configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^6$. Se trata del neón, Ne.
- b) * Configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$. Se trata del escandio, Sc.
- c) * Configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^1$. Se trata del galio, Ga.
-

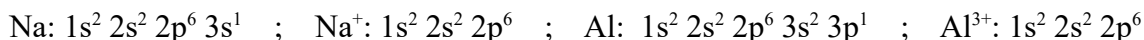
21) Justifique si las siguientes sustancias son conductoras de la electricidad:

- a) El agua pura en estado líquido.
 - b) El cloruro de potasio en estado sólido.
 - c) El cloruro de sodio en disolución acuosa.
- a) No lo es. Aunque el agua se autodisocia según: $2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(\text{ac}) + \text{OH}^-(\text{ac})$, la concentración de iones en el agua pura (10^{-7} M) es insuficiente para hacerla conductora.
- b) No lo es. El cloruro de potasio (KCl) es una sustancia iónica. En estado sólido, sus electrones están localizados alrededor de cada átomo en la red cristalina, luego la sustancia no es conductora.
- c) Sí lo es. En disolución acuosa, el cloruro de sodio se disocia según: $\text{NaCl}(\text{s}) \Rightarrow \text{Na}^+(\text{ac}) + \text{Cl}^-(\text{ac})$. La libertad de movimiento de los iones en disolución hacen a la sustancia conductora.
-

22) Responda razonadamente si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- a) La carga nuclear efectiva para los elementos de un mismo periodo aumenta cuanto mayor es el número atómico del elemento.
 - b) El Na^+ tiene menor radio que el Al^{3+} .
 - c) El Li tiene mayor energía de ionización que el K.
- a) Verdadera. La carga nuclear efectiva es la carga nuclear que experimenta un electrón quitándole el efecto del apantallamiento de las capas electrónicas internas. En el mismo periodo están elementos del mismo nivel electrónico, de la misma capa. Como los electrones de la misma capa no ejercen apantallamiento, al aumentar el número atómico aumenta la carga nuclear efectiva.
- b) Falsa. El Al^{3+} tiene menor radio que el Na^+ .

* Configuraciones electrónicas:



El Al^{3+} y el Na^+ son especies isoelectrónicas, es decir, tienen el mismo número de electrones.

Para las especies isoelectrónicas, la de menor radio es la de mayor número atómico puesto que, al tener igual número de electrones y mayor carga nuclear, los electrones están más atraídos por el núcleo.

c) Verdadera. La energía de ionización es la energía necesaria para arrancar un electrón de un átomo gaseoso. Cuanto mayor esta energía, mayor dificultad. Es más difícil arrancarle un electrón al átomo de litio porque, al tener menos niveles electrónicos, es más pequeño y sus electrones de valencia están más atraídos por el núcleo.

2022

23) Conteste las siguientes cuestiones relativas a un átomo con $Z = 17$ y $A = 35$.

a) Indique el número de protones, neutrones y electrones.

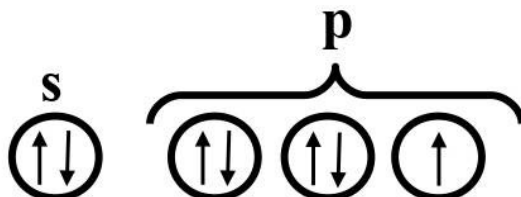
b) Escriba su configuración electrónica e indique el número de electrones desapareados en su estado fundamental.

c) Indique una posible combinación de números cuánticos que pueda tener el electrón diferenciador de este átomo.

a) Protones = $Z = 17$; neutrones = $A - Z = 35 - 17 = 18$; electrones = $Z = 17$.

b) * Configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

* Diagrama de orbitales:



* Número de electrones desapareados: 1

* Explicación: según el principio de máxima multiplicidad, los electrones tienden a situarse en orbitales de la misma energía (s, p, d o f) de tal manera que estén lo más desapareados posible.

c) * Posible combinación de números cuánticos: $(3, 1, 1, 1/2)$

* Explicación: los números cuánticos son: (n, ℓ, m, s) . El número n corresponde al último orbital: $3p^5$. El número ℓ corresponde al orbital p: $\ell = 1$. El número m vale $+1$ si los orbitales p son -1 , 0 y $+1$. El número s corresponde al representado por la flecha hacia arriba: $s = 1/2$.

24) Dados los siguientes compuestos: NaF, CH_4 y CH_3OH .

a) Justifique el tipo de enlace interatómico que presentan.

b) Ordénelos razonadamente de menor a mayor punto de ebullición.

c) Justifique la solubilidad de estos compuestos en agua.

a) NaF: enlace iónico, pues está formado por un metal y un no metal y su diferencia de electronegatividades es grande.

CH₄: fuerzas de van der Waals del tipo fuerzas de dispersión de London, pues la molécula es apolar.

CH₃OH: enlace de hidrógeno, pues la molécula tiene un átomo de hidrógeno unido a un átomo muy electronegativo: el oxígeno.

b) El orden pedido es: CH₄ < CH₃OH < NaF

Cuando una sustancia hierve, se rompen sus fuerzas intermoleculares. Cuanto mayor sean las fuerzas intermoleculares, mayor será el punto de ebullición. El enlace de hidrógeno del CH₃OH es más fuerte que las fuerzas de van der Waals del CH₄. El enlace iónico del NaF es más fuerte que el enlace de hidrógeno del CH₃OH.

c) Son solubles en agua el NaF y el CH₃OH. El NaF es soluble porque, en agua, la red cristalina se rompe y los iones se solvatan, se rodean de moléculas de agua. El CH₃OH es soluble en agua porque la molécula es polar y el grupo – OH forma un puente de hidrógeno con las moléculas de agua. El CH₄ no se disuelve en agua porque es una molécula apolar y el agua es polar.

25) Indique para el isótopo $^{65}_{30}\text{Zn}$:

a) El número de protones, electrones y neutrones que tiene.

b) Un conjunto posible de números cuánticos para su electrón diferenciador.

c) El ion más estable que puede formar.

a) Número de protones: $Z = 30$; número de electrones: $Z = 30$;
número de neutrones: $N = A - Z = 65 - 30 = 35$.

b) * Configuración electrónica para $Z = 30$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$

Los números cuánticos son: (n, ℓ, m, s) . El número n corresponde al período: $n = 4$. El número ℓ , corresponde al tipo de orbital; para el orbital d: $\ell = 2$. Si tomamos como electrón diferenciador al último que se introduce en los orbitales d, entonces: $m = 2$. Por cada valor de m , hay dos posibles de s : $+\frac{1}{2}$ y $-\frac{1}{2}$. Luego las soluciones posibles son: $(4, 2, 2, 1/2)$ y $(4, 2, 2, -1/2)$.

c) Es el Zn^{2+} . Al ser un metal, el Zn tiene baja energía de ionización, es decir, tiene tendencia a perder electrones. Los dos electrones 4s salen antes que los electrones 3d.

26) Razone si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

a) La primera energía de ionización del magnesio es menor que la del sodio.

b) El B^{3+} tiene un radio iónico mayor que el Be^{2+} .

c) Los elementos del grupo 17 (halógenos) tienen poca tendencia a ganar electrones.

a) Falsa. Es mayor. La primera energía de ionización es la energía necesaria para arrancar un electrón de un átomo gaseoso. A mayor energía, mayor dificultad. El Mg y el Na están en el mismo período, luego tienen el mismo número de capas electrónicas. El Mg tiene mayor carga nuclear, pues tiene mayor número atómico. Al tener mayor carga nuclear, sus electrones están más unidos al núcleo, luego es más difícil arrancarlos.

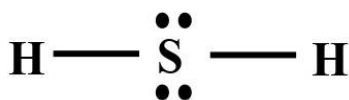
b) Falsa. El B^{3+} tiene un radio iónico menor. El B^{3+} y el Be^{2+} son especies isoelectrónicas, es decir, tienen el mismo número de electrones. En estas especies, la de mayor radio es la de menor número atómico (el Be), pues de esta forma tiene menos carga nuclear y los electrones están menos atraídos por el núcleo.

c) Falsa. Tienen una gran tendencia. La magnitud que mide esta tendencia es la afinidad electrónica: a mayor afinidad electrónica, mayor facilidad en ganar electrones. Los halógenos tienen altas afinidades electrónicas porque, al adquirir un electrón, consiguen la configuración de gas noble, que es muy estable (regla del octeto).

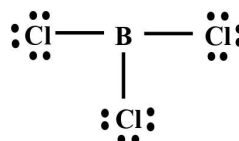
27) Dadas las especies químicas H_2S y BCl_3 :

- Represente la estructura de Lewis de cada molécula.
- Justifique la geometría de cada molécula según la TRPECV.
- Indique la hibridación que presenta el átomo central de cada una de las especies.

a) * Estructuras de Lewis:



H_2S



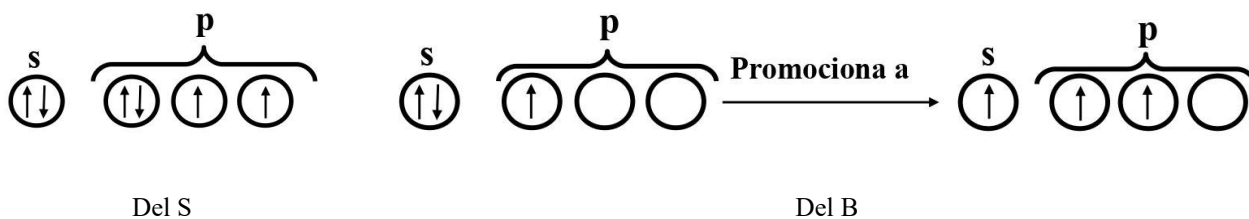
BCl_3

b) A la vista de las estructuras de Lewis, deducimos que:

El H_2S es una molécula del tipo: AB_2E_2 , luego su geometría es angular.

El BCl_3 es una molécula del tipo: AB_3 , luego su geometría es trigonal plana.

c) * Diagramas de orbitales:



* Ecuaciones de hibridación:

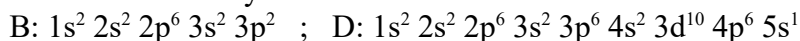
Para el S: 1 O.A. s + 3 O.A. p = 4 O.H. sp^3

Para el B: 1 O.A. s + 2 O.A. p = 3 O.H. sp^2

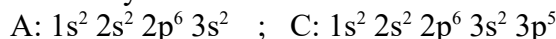
28) Los elementos A, B, C y D tienen números atómicos 12, 14, 17 y 37, respectivamente.

- Escriba la configuración electrónica de B y D.
- Indique los iones más estables de A y C y escriba la configuración electrónica de cada uno de ellos.
- Indique cuál o cuáles de los elementos tienen electrones desapareados en su estado fundamental.

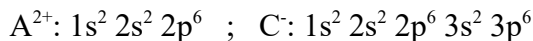
a) * Configuraciones electrónicas de B y D:



b) * Configuraciones electrónicas de A y C:

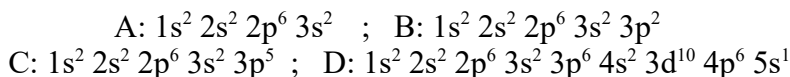


* Configuraciones electrónicas de sus iones más estables:

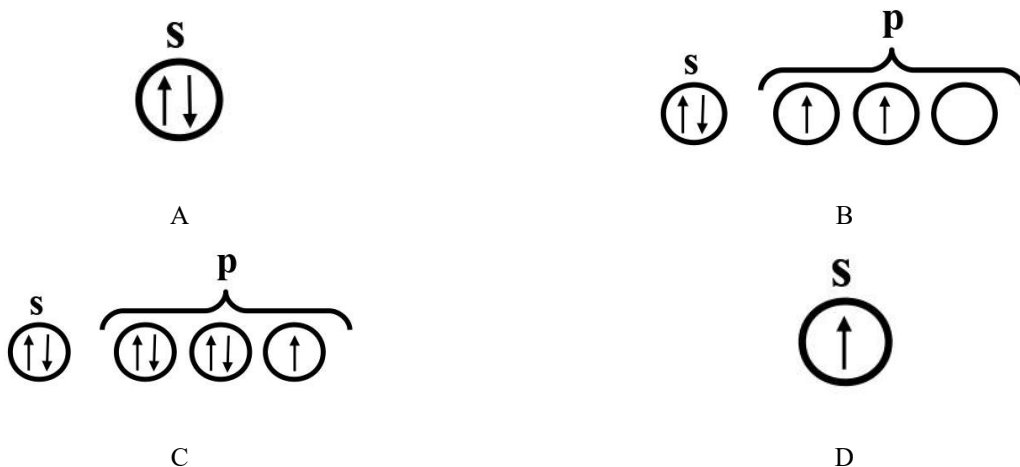


c) Los que tienen electrones desapareados en su estado fundamental son el B, el C y el D.

* Configuraciones electrónicas de los cuatro elementos:



* Diagramas de orbitales de los elementos:



29) Considerando los elementos Mg, Si y Cl, justifique:

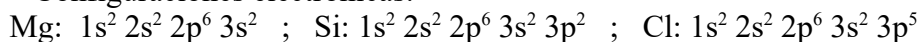
- Cuál de ellos tiene mayor radio.
- Cuál de ellos tiene mayor tendencia a formar cationes.
- Cuál presenta mayor número de electrones desapareados.

a) El Mg. Los tres elementos están situados en el mismo período (el 3º), luego tienen el mismo número de niveles electrónicos. Para elementos con el mismo número de niveles electrónicos, el de mayor radio es el de menor número atómico pues, al tener menor carga nuclear, los electrones externos están menos atraídos por el núcleo.

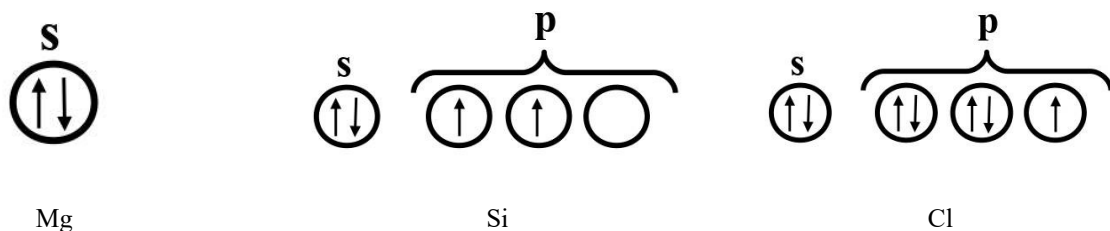
b) El Mg. El de mayor tendencia a formar cationes es el de menor energía de ionización. La energía de ionización mide la dificultad de un átomo gaseoso de perder un electrón. Al ser el átomo de Mg el más grande, su electrón más externo está menos atraído por el núcleo y es más fácil arrancarlo.

c) El Si.

* Configuraciones electrónicas:



* Diagramas de orbitales de los elementos:



Según el principio de máxima multiplicidad de Hund, los electrones en orbitales del mismo tipo (de la misma energía) tienden a situarse lo más desapareados posible, con sus espines paralelos.

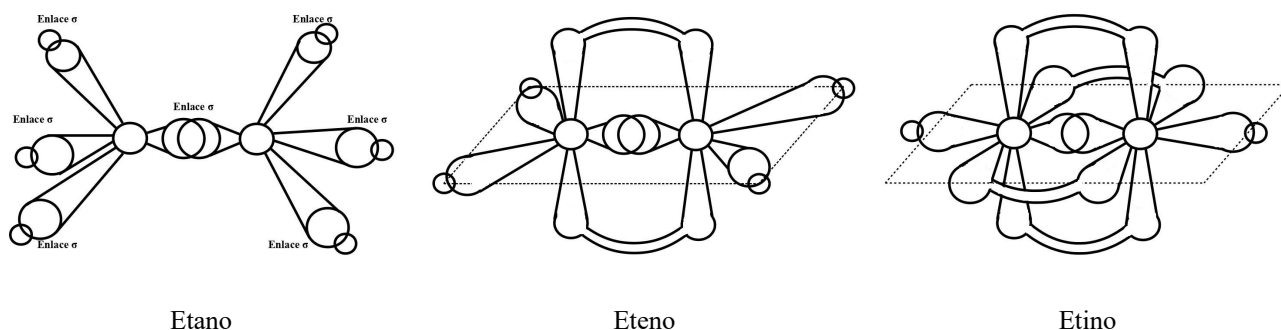
30) Justifique:

- ¿Qué compuesto tendrá mayor dureza, LiBr o KBr?
- ¿Qué tipo de fuerzas hay que vencer para vaporizar agua?
- ¿Por qué la longitud del enlace C – C va disminuyendo en la serie etano-eteno-etino?

a) El LiBr. La dureza es la resistencia a ser rayado. Rayar supone romper enlaces superficiales. A mayor energía reticular, mayor fortaleza del enlace y mayor dureza. La energía reticular, U , es proporcional a: $\frac{Q_{\text{catión}} \cdot Q_{\text{anión}}}{r_{\text{catión}} + r_{\text{anión}}}$. Como el radio iónico del Li^+ es menor que el del K^+ , el denominador de la energía reticular es menor para el LiBr, por lo que su energía reticular será mayor.

b) Enlaces de hidrógeno. Cuando una sustancia se vaporiza, se rompen todas sus fuerzas intermoleculares. En el caso del agua, son enlaces de hidrógeno, pues en su molécula hay hidrógeno unido a un átomo muy electronegativo, el oxígeno.

c) Porque el solapamiento de los orbitales va siendo cada vez mayor. El etano tiene enlace sencillo, el eteno doble y el etino, triple. El etano tiene un enlace sigma formado por solapamiento lineal de dos orbitales p; el eteno, además tiene un enlace pi formado por solapamiento lateral de dos orbitales p y el etino, además, tiene otro enlace pi formado por solapamiento lateral de otros dos orbitales p.



31) Razone si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- Isótopos son átomos de un mismo elemento con diferente número de electrones.
- La masa atómica relativa de un elemento viene dada por su número total de electrones.
- El número másico es el número de neutrones presentes en el átomo.

a) Falsa. Los isótopos son átomos del mismo elemento que tienen distinto número másico. Al ser del mismo elemento, tienen igual Z. Al tener distinto número másico, tienen distinto A. El número de neutrones viene dado por: $N = A - Z$. Si Z es la misma para todos los isótopos y A cambia, también cambiará N. Isótopos son átomos de un mismo elemento con diferente número de neutrones.

b) Falsa. La masa atómica relativa de un elemento viene dada por su número total de nucleones, es decir, de la suma de neutrones más protones. Ésto viene dado por el número másico, A. Los electrones apenas contribuyen a la masa atómica, pues su masa es unas 1800 veces menor que la de los neutrones o de los protones.

c) Falsa. El número másico es la suma del número de neutrones más protones.

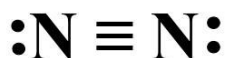
32) Conteste razonadamente:

a) ¿Presenta enlaces múltiples la molécula de N_2 ?

b) Según la TRPECV, ¿toda molécula triatómica es lineal?

c) ¿Por qué el punto de fusión del MgO es mayor que el del K_2O ?

a) Sí. Tiene un enlace triple. La configuración electrónica del N es: $1s^2 2s^2 2p^3$. Los orbitales $2p_x$ solapan uno con otro formando un enlace sigma. Los orbitales $2p_y$ y $2p_z$ de un átomo solapan lateralmente con el $2p_y$ y $2p_z$ del otro átomo, formando dos enlaces sigma. Su estructura de Lewis es:



b) No necesariamente. Las moléculas del tipo AB_2 son lineales, pero las del tipo AB_2E son angulares, pues el par de electrones libres empuja a los orbitales enlazantes hasta convertir a la molécula en angular.

c) Porque tiene mayor energía reticular, U. La energía reticular es proporcional a $\frac{Q_{\text{catión}} \cdot Q_{\text{anión}}}{r_{\text{catión}} + r_{\text{anión}}}$. La carga del anión es la misma para ambos compuestos. La carga del catión es el doble en el MgO que en el K_2O . El radio del ion K^+ es mayor que el del ion Mg^{2+} . Al ser el numerador mayor y el denominador menor: $U_{\text{MgO}} > U_{\text{K}_2\text{O}}$.

33) a) Escriba las configuraciones electrónicas de los elementos de número atómico $Z = 7$ y $Z = 33$.

b) Identifique los elementos e indique el grupo y período de la tabla periódica al que pertenece cada uno de ellos.

c) Razone cuál de los dos elementos presenta el valor más bajo de la primera energía de ionización.

a) $Z = 7$: $1s^2 2s^2 2p^3$; $Z = 33$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^3$

b)

Z	Elemento	Grupo	Período
7	Nitrógeno, N	15	2
33	Arsénico, As	15	4

c) El arsénico. La energía de ionización es aquella necesaria para arrancar un electrón externo de un átomo gaseoso. A mayor energía de ionización, mayor dificultad en arrancarlo. Al ser el átomo de As más grande por tener más niveles electrónicos, su electrón externo está menos atraído por el núcleo y es más fácil arrancarlo.

34) a) De acuerdo con los postulados del modelo atómico de Bohr, razone si cuando se produce una transición de un electrón de una órbita n a otra $n + 1$ se absorbe o se emite energía.

b) Justifique a qué grupo pertenece el elemento X si la especie X^{2-} tiene 8 electrones externos.

c) En el átomo con $Z = 25$, ¿es posible que exista un electrón definido como $(3,1,0,-1/2)$. Justifique la respuesta.

a) Se absorbe energía. Según los postulados de Bohr, cuando un electrón pasa de un órbita a otra más externa, se absorbe energía en forma de fotón de onda electromagnética. La órbita $n + 1$ es más externa que la órbita n .

b) * Configuración externa del ion X^{2-} : $ns^2 np^6$

* Configuración externa del elemento X: $ns^2 np^4$

El grupo del elemento X es el 16, anfígenos o calcógenos, pues $ns^2 np^4$ es la configuración externa característica de este grupo.

c) * Configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$

Los números cuánticos de un electrón son: (n, ℓ, m, s) . $\ell = 1$ significa orbital p. Luego $(3,1,0,-1/2)$ corresponde a un orbital 3p, que lo tiene este átomo. Además, este electrón cumple las reglas de los números cuánticos: n puede ir de 1 a 7; ℓ puede ir de 0 a $n - 1$; m puede ir de $-\ell$ a $+\ell$ pasando por cero y s puede valer $+1/2$ y $-1/2$ por cada valor de m .

35) Justifique la veracidad o falsedad de las siguientes proposiciones:

a) El compuesto formado al enlazarse los elementos A ($Z = 11$) y B ($Z = 8$) es un sólido conductor de la electricidad cuando está fundido.

b) El punto de fusión del NaCl es menor que el del $MgCl_2$.

c) Los siguientes compuestos están ordenados por puntos de fusión decrecientes: $NaF > F_2 > HF$

a) Verdadero. El elemento A es el sodio (Na) y el elemento B es el oxígeno (O). Cuando dos elementos con una gran diferencia de electronegatividad se unen, forman un compuesto iónico, con enlace iónico. Las sustancias iónicas conducen la electricidad en estado fundido debido a que, cuando pasan de sólido a líquido, la red cristalina se rompe y los aniones y los cationes quedan libres en el medio, posibilitando la libre circulación de cargas.

b) Verdadero. La energía reticular es proporcional a $\frac{Q_{catión} \cdot Q_{anión}}{r_{catión} + r_{anión}}$. La carga del anión es la misma

para ambos compuestos. La carga del catión es el doble en el $MgCl_2$ que en el NaCl. El radio del ion Na^+ es mayor que el del ion Mg^{2+} . Al ser el numerador mayor y el denominador menor: $U_{MgCl_2} > U_{NaCl}$, por lo que el punto de fusión del NaCl es menor.

c) Falso. El orden correcto es: $\text{NaF} > \text{HF} > \text{F}_2$. Cuando una sustancia se funde, se rompen algunas de sus fuerzas intermoleculares. A mayor intensidad de las fuerzas intermoleculares, mayor punto de fusión. El NaF tiene enlace iónico, el HF tiene enlace de hidrógeno y el F_2 tiene fuerzas de dispersión de London. El orden de intensidad decreciente es: enlace iónico > enlace de hidrógeno > fuerzas de van der Waals. A mayor diferencia de electronegatividades, el enlace es más fuerte.

36) Sean los elementos de número atómico 11 y 17:

- Basándose en la configuración electrónica, justifique el grupo y período al que pertenece cada uno.
- Razone si el primero tiene mayor energía de ionización.
- Razone cuál de ellos tendrá mayor radio atómico.

a) * Configuración electrónica de $Z = 11$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

* Configuración electrónica de $Z = 17$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

Z	Elemento	Grupo	Período
11	Sodio, Na	1, alcalinos	3
17	Cloro, Cl	17, halógenos	3

El período viene dado por el número cuántico principal, n , del último orbital. El grupo viene dado por la configuración electrónica externa.

b) Falso. El de mayor energía de ionización es el segundo, el cloro. La energía de ionización es aquella necesaria para arrancar un electrón externo de un átomo gaseoso. A mayor energía de ionización, mayor dificultad en arrancarlo. Al cloro es más difícil arrancarle un electrón externo porque el cloro es más pequeño y tiene su electrón externo más atraído por el núcleo.

c) El sodio. Ambos elementos están en el mismo período, luego tienen el mismo número de niveles electrónicos. Como el sodio tiene menor número atómico, tiene menor carga nuclear y atrae menos al último electrón.

37) Sean los iones Mn^{2+} ($Z = 25$) y Fe^{3+} ($Z = 26$). Justifique la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:

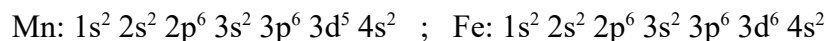
- Ambos tienen el mismo número de electrones.
- Ambos tienen la misma configuración electrónica.
- Son isótopos entre sí.

a) Verdadero. Número de electrones del $\text{Mn}^{2+} = 25 - 2 = 23$

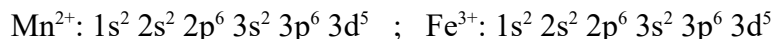
Número de electrones del $\text{Fe}^{3+} = 26 - 3 = 23$

b) Correcto. La configuración electrónica de un catión se obtiene quitando electrones de derecha a izquierda en la configuración electrónica ordenada por capas, es decir, por niveles electrónicos.

* Configuraciones electrónicas de los átomos neutros:



* Configuraciones electrónicas de los iones:



c) Falso. Los isótopos son átomos que tienen el mismo número atómico, Z, y distinto número másico, A. Los iones Mn^{2+} y Fe^{3+} tienen distinto Z porque pertenecen a distintos elementos. Lo que son es especies isoelectrónicas.

38) Para el elemento del grupo 2 (alcalinotérreos) del segundo período y para el primer elemento del grupo 17 (halógenos):

a) Escriba sus configuraciones electrónicas.

b) ¿Qué elemento de los dos indicados tiene menor energía de ionización? Razone la respuesta.

c) Justifique cuál de los dos elementos presenta mayor radio.

a) * Configuración electrónica del alcalinotérreo del segundo período: Be: $1s^2 2s^2$

* Configuración electrónica del primer halógeno: F: $1s^2 2s^2 2p^5$

b) El Be. La energía de ionización es aquella necesaria para arrancar un electrón externo de un átomo gaseoso. A mayor energía de ionización, mayor dificultad en arrancarlo. Ambos elementos pertenecen al mismo período y, por lo tanto, tienen el mismo número de niveles electrónicos. El F atrae con más fuerza al electrón externo por tener mayor carga nuclear.

c) El Be. Al tener menor carga nuclear, el electrón externo está menos atraído por el núcleo y el átomo tiene un mayor tamaño.

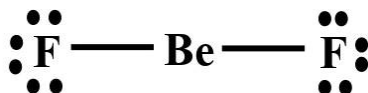
39) Dadas las moléculas BeF_2 y CH_3Cl :

a) Determine las correspondientes estructuras de Lewis.

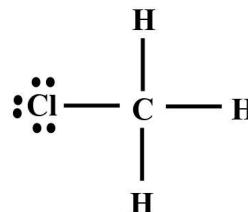
b) Prediga la geometría que presentan según la TRPECV.

c) Justifique la polaridad de las moléculas.

a) * Estructuras de Lewis:



BeF_2



CH_3Cl

b) El BeF_2 es del tipo AB_2 , luego es lineal. El CH_3Cl es del tipo AB_4 , luego es tetraédrica; será distorsionada porque no son iguales todos los átomos alrededor del átomo central.

Según la teoría TRPECV, los orbitales se disponen alrededor del átomo central de tal manera que la repulsión sea mínima.

c) La molécula de BeF_2 es apolar porque los momentos dipolares parciales se neutralizan por la geometría molecular. La molécula de CH_3Cl es polar porque el átomo de cloro es más electronegativo que el de H, luego los momentos dipolares parciales no se compensan por la geometría molecular.

2021

40) Conteste las siguientes cuestiones relativas a un átomo con $Z = 7$ y $A = 14$.

a) Indique el número de protones, neutrones y electrones.

b) Escriba su configuración electrónica e indique el número de electrones desapareados en su estado fundamental.

c) Razone cuál es el número máximo de electrones para los que $n = 2$, $\ell = 0$ y $m = 0$.

a) Protones = $Z = 7$; neutrones = $A - Z = 14 - 7 = 7$; electrones = $Z = 7$.

b) Configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^3$

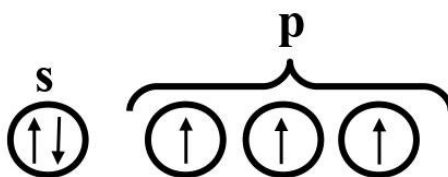


Diagrama de orbitales

El número de electrones desapareados es de 3.

c) El número de electrones viene dado por el cuarteto de números cuánticos: (n, ℓ, m, s) . Para cada valor de m , existen dos valores posibles de s : $+\frac{1}{2}$ y $-\frac{1}{2}$. Como nos dan los valores de n , de ℓ y de m , sólo son posibles dos electrones: $(2, 0, 0, +1/2)$ y $(2, 0, 0, -1/2)$.

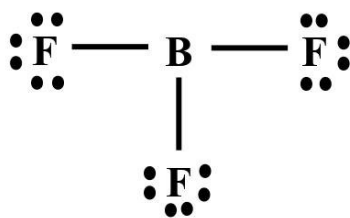
41) Sean las moléculas BF_3 , PH_3 y CH_4 .

a) Razone en cuál de ellas el átomo central presenta algún par de electrones sin compartir.

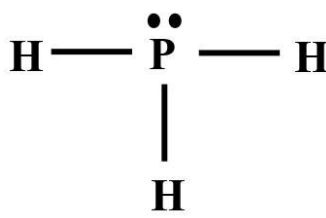
b) Justifique la geometría que presentan las moléculas BF_3 y PH_3 según la TRPECV.

c) Indique la hibridación que presenta el átomo central en CH_4 .

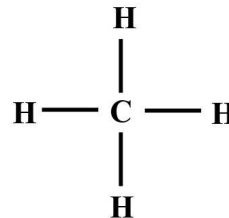
a) En el PH_3 . Según las estructuras de Lewis:



BF_3



PH_3



CH_4

* Estructuras electrónicas: B: $2s^2 2p^1$; P: $3s^2 3p^3$; C: $2s^2 2p^2$

En el fósforo, tres de sus cinco electrones externos se utilizan para formar enlaces covalentes con los hidrógenos y al fósforo le queda un par de electrones sin compartir.

b) Según la teoría TRPECV, los átomos se disponen alrededor del átomo central de tal forma que la repulsión entre electrones sea mínima.

El BF_3 es una molécula del tipo AB_3 , es decir, tres pares de electrones de enlace y cero pares de electrones libres. Luego la molécula es trigonal plana.

El PH_3 es una molécula del tipo AB_3E , es decir, tres pares de electrones de enlace y un par de electrones libres. Luego la molécula es piramidal trigonal.

c) La hibridación es sp^3 . Ecuación de hibridación: 1 O.A. s + 3 O.A. p = 4 O.H. sp^3

42) Razone si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- La primera energía de ionización del magnesio es menor que la del sodio.
- En los elementos del grupo 2, el radio iónico es mayor que el radio atómico.
- En general, los elementos del grupo 1 tienen electronegatividad baja.

a) Falsa. Es mayor. La energía de ionización es aquella necesaria para arrancar un electrón de un átomo gaseoso. A mayor energía de ionización, mayor dificultad en arrancar el electrón. El Na y el Mg están en el mismo período, luego tienen el mismo número de niveles energéticos. El Mg tiene mayor Z, luego tiene más protones y sus electrones externos están más atraídos por el núcleo, luego es más difícil arrancarle un electrón.

b) Falsa. El grupo 2 es el de los alcalinotérreos, que tienen de configuración externa s^2 . Según la regla del octeto, tienen tendencia a perder electrones para conseguir la configuración de gas noble. El radio de un catión es menor que el del átomo correspondiente porque la carga nuclear es la misma pero el catión tiene menos electrones, luego hay más fuerza atractiva por cada electrón.

c) Verdadera. El grupo 1 es el de los alcalinos, de configuración externa s^1 . La electronegatividad es la tendencia a atraer electrones de enlace. Los alcalinos tienen poca tendencia a atraer electrones de enlace, pues son átomos grandes y la carga positiva del núcleo queda lejos.

43) Dados los elementos de números atómicos 19, 25, 30 y 48, indique razonadamente:

a) ¿Cuál o cuáles presentan un electrón desapareado?

b) ¿Cuáles pertenecen al mismo grupo?

c) ¿Cuál podría dar un ion estable de carga + 1?

a) Configuraciones electrónicas:

A (Z = 19, K): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

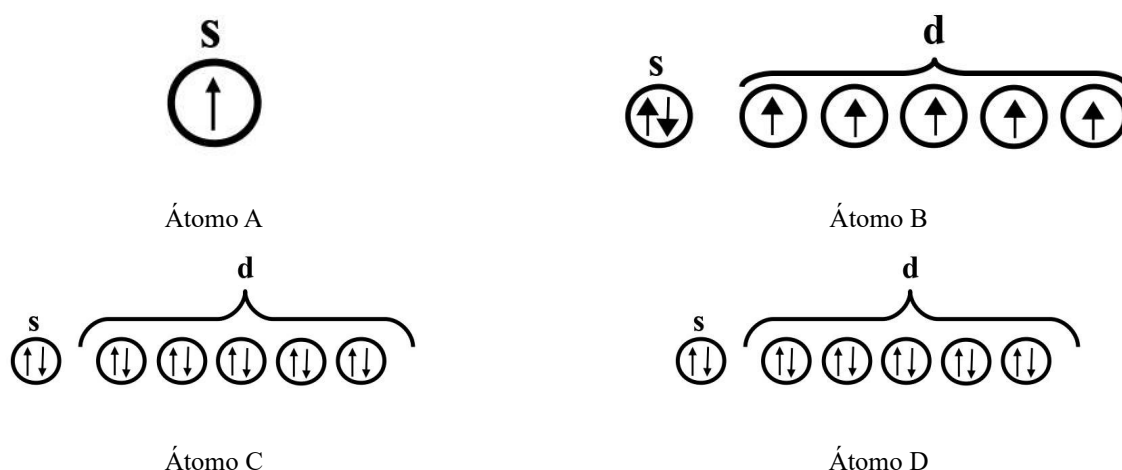
B (Z = 25, Mn): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$

C (Z = 30, Zn): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$

D (Z = 48, Cd): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10}$

Presenta un electrón desapareado el átomo A y cinco el átomo B.

Los diagramas de orbitales correspondientes son:



Según el principio de exclusión de Pauli, los electrones tienden a estar lo más desapareados posible dentro de orbitales de la misma energía.

b) El C y el D. Pertenecen al mismo grupo aquellos átomos que tengan la misma configuración electrónica externa. C y D tienen la configuración externa d^{10} , correspondiente al grupo 12.

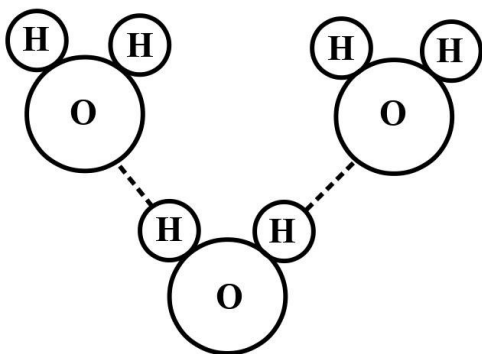
c) El A. Según la regla del octeto, el elemento A tendería a perder electrones para conseguir la configuración electrónica del gas noble más cercano. Al perder un electrón, se convierte en el ion A^+ .

44) Justifique la veracidad o falsedad de las siguientes proposiciones:

a) Los enlaces por puente de hidrógeno se forman siempre que la molécula tiene un átomo de hidrógeno.

b) Los puntos de ebullición de los siguientes compuestos: H_2O , H_2S , CH_4 siguen la siguiente secuencia de valores: $CH_4 > H_2S > H_2O$.

c) La temperatura de fusión del dicloro (Cl_2) es mayor que la del cloruro de sodio ($NaCl$).



Molécula de agua

a) Falso o incompleto. Es verdad que debe tener un átomo de hidrógeno en la molécula, pero además, el átomo de hidrógeno debe estar unido a un átomo muy electronegativo como el F, el O o el N. El enlace de hidrógeno se establece entre el H de una molécula y el átomo electronegativo de una molécula vecina.

El NaH, por ejemplo, no presenta enlace por puente de hidrógeno.

b) Falso. El orden es: $\text{H}_2\text{O} > \text{H}_2\text{S} > \text{CH}_4$. Los tres son compuestos moleculares. Cuando un compuesto molecular hierva, se rompen las fuerzas intermoleculares, que pueden ser enlaces de H o fuerzas de van der Waals. A mayor intensidad de fuerzas intermoleculares, mayor punto de fusión. El H_2O tiene fuerzas intermoleculares más intensas que el H_2S porque el H_2O tiene enlace de hidrógeno y el H_2S tiene fuerzas de van der Waals del tipo dipolo-dipolo; las fuerzas intermoleculares en el H_2O son más intensas que en el H_2S porque la electronegatividad del O es mayor que la del S. El CH_4 tiene fuerzas aún más débiles porque son fuerzas de dispersión de London. El C tiene aún menos electronegatividad que el O y el S, pues tiene mayor volumen atómico.

c) Falso. El Cl_2 es una sustancia molecular y el NaCl es iónico. Cuando se funde el Cl_2 , se rompen fuerzas de van der Waals de dispersión de London, mucho más débiles que el enlace iónico que une los iones de la red cristalina de un cristal de NaCl.

45) Razone si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

a) La primera energía de ionización del Ar es mayor que la del Cl.

b) La afinidad electrónica del Fe es mayor que la del O.

c) El As tiene mayor radio atómico que el Se.

a) Verdadera. La energía de ionización es la energía necesaria para arrancar un electrón de un átomo gaseoso. A mayor energía, mayor dificultad. Es más difícil arrancar un electrón de un gas noble ($s^2 p^6$) porque su configuración electrónica es la más estable.

b) Falsa. La afinidad electrónica es la energía que se absorbe o se desprende cuando un átomo gaseoso capta un electrón. A mayor afinidad electrónica, mayor facilidad para aceptar ese electrón. El O tiene mayor afinidad electrónica porque, como no metal, tiene tendencia a captar electrones para conseguir la configuración de gas noble. El Fe, como metal, tiene tendencia a perder electrones. Dicho de otra forma: el O es más pequeño porque tiene menos niveles electrónicos; al ser más pequeño, el nuevo electrón está más cerca del núcleo y es atraído con más fuerza.

c) Verdadera. Los dos elementos están en el mismo período, luego tienen los mismos niveles energéticos o electrónicos. Al tener el As menor número atómico, tiene menos protones, tiene menos carga nuclear y atrae menos a los electrones de las mismas capas energéticas, luego es de mayor tamaño.

46) Teniendo en cuenta que el elemento Ne precede al Na en la tabla periódica, razone si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- a) El número atómico del ion Na^+ es igual al del átomo de Ne.
- b) Los iones Na^+ y los átomos de Ne son isótopos.
- c) El número de electrones del ion Na^+ es igual al del átomo de Ne.

a) Falsa. El número atómico es el número de protones. Depende del elemento del que se trate y no de la carga de su ion. El del sodio es 11 y el del neón es 10.

b) Falsa. Los isótopos son átomos del mismo elemento que tienen distinto valor del número másico, es decir, tienen igual Z y distinto A .

c) Verdadera. El Na tiene 11 electrones y el Ne tiene 10. Les separa lo que se llama el electrón diferenciador. Si al Na le arrancamos un electrón, tiene el mismo número que el Ne. El Na^+ y el Ne son especies isoelectrónicas.

47) Considerando los elementos Mg, Si y P, justifique:

- a)Cuál de ellos tiene mayor radio.
- b)Cuál tiene menor valor de la primera energía de ionización.
- c)Cuál tiene mayor afinidad electrónica.

* Configuraciones electrónicas:

Mg: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

Si: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$

P: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$

a) El Mg. Todos pertenecen al tercer período, luego tienen el mismo número de niveles electrónicos. Para elementos con el mismo número de niveles electrónicos, el de mayor radio es el de menor carga nuclear, pues de esta forma los electrones están menos atraídos por el núcleo. El de menor carga es el de menor número atómico, el Mg.

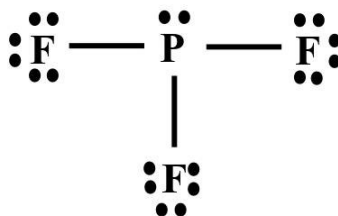
b) El Mg. La energía de ionización es la energía necesaria para arrancar un electrón de un átomo gaseoso. A mayor energía de ionización, mayor dificultad de arrancarlo. El Mg tiene menor energía de ionización porque tiene mayor tamaño y los electrones están menos atraídos por la menor carga nuclear, por lo que resulta más fácil arrancarle un electrón.

c) El P. La afinidad electrónica es la energía que se pone en juego cuando un elemento gaseoso gana un electrón. A mayor energía, mayor tendencia a ganar ese electrón. Al ser el más pequeño de los tres, la carga positiva del núcleo atrae más a los nuevos electrones.

48) Los datos experimentales muestran que la molécula PF_3 es polar y presenta una geometría de pirámide trigonal:

- a) Justifique la geometría observada aplicando la teoría de repulsión de pares de electrones de la capa de valencia (TRPECV).
- b) Justifique razonadamente la polaridad observada.
- c) ¿Qué diferencias en geometría y polaridad encontraríamos con la molécula BF_3 ? Razone la respuesta.

a) * Estructura de Lewis del PF_3 :



PF_3

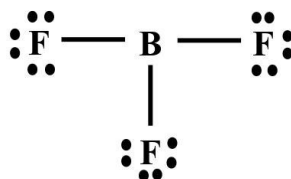
Según la teoría TRPECV, los átomos se disponen en el espacio de tal forma que la repulsión entre los orbitales sea mínima. El orden de repulsión es:

Par no enlazante-par no enlazante > Par enlazante-par no enlazante > Par enlazante-par enlazante

La molécula es del tipo: AB_3E , luego es una pirámide trigonal.

b) El enlace $\text{P} - \text{F}$ es polar y la suma de los tres momentos dipolares parciales da lugar a un momento dipolar total, lo cual hace que la molécula sea polar.

c) * Estructura de Lewis del BF_3 :



BF_3

La molécula es del tipo AB_3 , luego es trigonal plana. La geometría es distinta a la del PF_3 porque el PF_3 tiene un par de electrones de no enlace que empuja a los tres enlaces $\text{P} - \text{F}$ hacia abajo formando una pirámide trigonal. El enlace $\text{B} - \text{F}$ es polar pero la molécula de BF_3 es apolar porque la suma de los tres momentos dipolares parciales da lugar a un vector momento dipolar total nulo.

49) Dadas las siguientes configuraciones electrónicas de átomos neutros:



Razone la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:

- a) La configuración de B corresponde con un átomo de Na.
 - b) La configuración de B representa un átomo del tercer período.
 - c) Las configuraciones de A y B corresponden a diferentes elementos.
-
- a) Falso. Corresponde al Ne, pues tiene 10 electrones. Es la configuración de un átomo excitado: un electrón del orbital 2p ha saltado a un orbital 3s.
 - b) Falso. Representa un átomo del segundo período. Para ello, hay que fijarse en el último orbital del átomo en el estado fundamental. Su configuración es justamente la A, luego el último orbital es el 2p.

c) Falso. Corresponden al mismo elemento, al Ne. La configuración A es del estado fundamental y la B es la de un átomo excitado.

50) a) ¿Qué es la energía reticular? Indique de qué factores depende.

b) Realice un esquema del ciclo de Born-Haber para el NaCl.

c) Calcule la energía reticular del NaCl a partir de los siguientes datos:

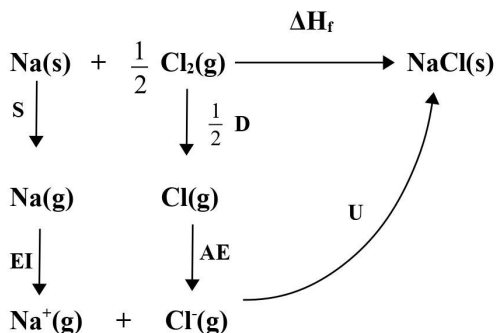
Entalpía de sublimación del Na(s) = 109 kJ/ mol; Entalpía de disociación del Cl₂(g) = 242 kJ/ mol;

Energía de ionización del Na(g) = 496 kJ/ mol; Afinidad electrónica del Cl(g) = - 348 kJ/ mol;

Entalpía de formación del NaCl(s) = - 411 kJ/ mol.

a) Es la energía necesaria para formar un mol de un compuesto iónico a partir de sus iones en estado gaseoso. La energía reticular es proporcional a: $\frac{Q_{\text{catión}} \cdot Q_{\text{anión}}}{r_{\text{catión}} + r_{\text{anión}}}$, es decir, es directamente proporcional a la carga del catión y a la carga del anión e inversamente proporcional al radio del catión y al radio del anión.

b)



Ciclo de Born-Haber del NaCl

$$c) \Delta H_f = S + EI + \frac{1}{2} \cdot D + AE + U \Rightarrow U = \Delta H_f - S - EI - \frac{1}{2} \cdot D - AE =$$

$$= -411 - 109 - 496 - \frac{1}{2} \cdot 242 - (-348) = \boxed{-789 \text{ kJ/ mol}}$$
