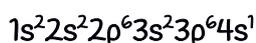


# EXÁMENES BLOQUE 2.

## 1. Mayo 2021

2. Sea el elemento de  $Z=19$ .

a) Escribe la configuración electrónica en estado fundamental. (0,4 puntos)



b) Indica a qué grupo y período pertenece. (0,4 puntos)

Grupo 1 y periodo 4

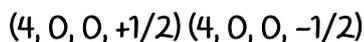
c) ¿De qué elemento se trata? Indica el nombre y el símbolo químico. (0,4 puntos)

Potasio K

d) Razona qué ión estable forma. (0,4 puntos)

Al tener un solo electrón en su última capa tiene tendencia a perderlo para adquirir la configuración electrónica de gas noble. El ión sería  $K^+$  con configuración electrónica:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

e) Respecto al electrón más externo, señala todos los valores posibles de los cuatro números cuánticos. (0,4 puntos)

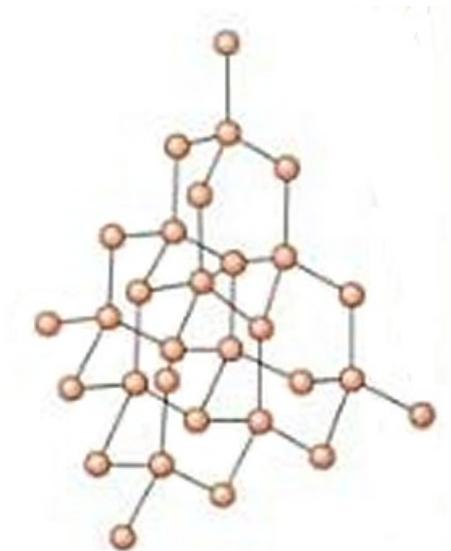


3. a) Justifica cuáles de las moléculas siguientes forman enlaces de puente de hidrógeno: NaCl ;  $H_2$  ; HCl ; HI ;  $H_2O$  ;  $NH_3$  ;  $O_2$  ; HF y  $F_2$ . (1 punto)

Los puentes de Hidrógeno son enlaces intermoleculares que se establecen entre el Hidrógeno y átomos electronegativos (con tendencia a atraer los electrones), como el Flúor, Oxígeno o Nitrógeno. Por tanto podrán formar enlaces por puentes de hidrógeno, las siguientes moléculas: HCl ; HI ;  $H_2O$  ;  $NH_3$  ; HF. El  $H_2$  y el  $O_2$  son moléculas apolares por lo que no podrán formar p.d.H.

b) ¿Cómo se explica que el carbono en forma diamante sea la substancia más dura que existe? (1 punto)

El diamante es un cristal covalente de carbono puro, constituido por una red de átomos de carbono con hibridación  $sp^3$ . Estos átomos de carbono se unen entre sí por enlaces de tipo sigma,  $\sigma$ , cuya distancia es de 0,154 nm (correspondiente a un enlace simple C-C). Los átomos de carbono presentan geometría tetraédrica, de forma que cada átomo de carbono se une a otros cuatro átomos situados en los vértices de un hipotético tetraedro, y así sucesivamente en las tres dimensiones. Cada carbono de estos vértices es, a su vez, el átomo central de otro tetraedro. Por tanto, todo el cristal se puede considerar como una molécula gigante o macromolécula.



Puesto que los enlaces sigma carbono-carbono son muy fuertes, el diamante se caracteriza por su gran dureza y por sus elevados puntos de fusión y ebullición, además de no conducir la corriente eléctrica y ser insoluble.

## 2. Julio 2020

2. Si tenemos Aluminio ( $Z = 13$  y  $A = 27$ ) y oxígeno ( $Z = 8$  y  $A = 16$ ).

a) Indica las partículas que constituyen cada elemento. (0,5 puntos)

Suponiendo que se trata de átomos neutros:

	Al	O
Protones	13	8
Neutrones	24	8
Electrones	13	8

b) Escribe la configuración electrónica de cada uno de ellos. (0,5 puntos)

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

O:  $1s^2 2s^2 2p^4$

c) Indica el ion estable que forma cada uno de ellos (justifica tu respuesta). (0,5 puntos)

Al:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$  pierde  $3 e^-$ :  $1s^2 2s^2 2p^6$

O:  $1s^2 2s^2 2p^4$  gana  $2 e^-$ :  $1s^2 2s^2 2p^6$

d) Explica qué enlace formarán al combinarse el aluminio y el oxígeno. (0,5 puntos)

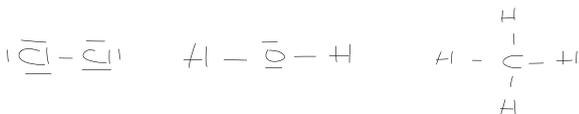
**Enlace iónico ya que se trata de un metal con un no metal.**

3. a) Dibuja las estructuras de Lewis de las moléculas:  $Cl_2$ ;  $H_2O$  y  $CH_4$  (1,2 puntos)

$\text{Cl}_2$ : Cl 7  $e^-$  de valencia;  $n = 8 \cdot 2 = 16$ ;  $v = 7 \cdot 2 = 14$ ;  $c = n - v = 16 - 14 = 2$  (1 enlace);  $v = v - c = 14 - 2 = 12$  (6 pares libres)

$\text{H}_2\text{O}$ : H 1  $e^-$  de valencia; O 6  $e^-$  de valencia;  $n = 8 + 2 \cdot 2 = 12$ ;  $v = 6 + 1 \cdot 2 = 8$ ;  $c = n - v = 12 - 8 = 4$  (2 enlaces);  $v = v - c = 8 - 4 = 4$  (2 pares libres)

$\text{CH}_4$ : H 1  $e^-$  de valencia; C 4  $e^-$  de valencia;  $n = 8 + 4 \cdot 2 = 16$ ;  $v = 4 + 1 \cdot 4 = 8$ ;  $c = n - v = 16 - 8 = 8$  (4 enlaces);  $v = v - c = 8 - 8 = 0$  (0 pares libres)



b) Razona si las moléculas anteriores son polares. (0,8 puntos)

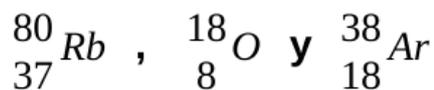
$\text{Cl}_2$ : apolar ya que al tratarse del mismo elemento unido a el mismo no hay diferencia de electronegatividades;

$\text{H}_2\text{O}$ : polar, ya que el O es más electronegativo que el H y la geometría angular no anula el momento dipolar global de la molécula.

$\text{CH}_4$ : apolar, a pesar de que el enlace C-H es polar, la geometría tetrahédrica de la molécula anula el momento dipolar global y resulta apolar.

### 3. Junio 2019 GS Química

2. Con los átomos siguientes:

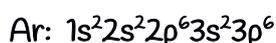
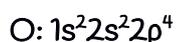
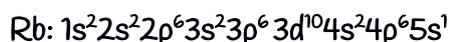


a) Indica el número de protones, electrones y neutrones que tiene cada uno. (0,5 puntos)

Suponiendo que se trata de átomos neutros:

	Rb	O	Ar
Protones	37	8	18
Neutrones	43	8	20
Electrones	37	8	18

b) Escribe las configuraciones electrónicas. (0,5 puntos)



c) Sitúalos en el sistema periódico (grupo y periodo). (0,5 puntos)

Rb: grupo 1 periodo 5

O: grupo 16 periodo 2

Ar: grupo 18 periodo 3

d) Razona, en caso de tener, qué valencias iónicas presentan. (0,5 puntos)

Rb:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^1$  tiene tendencia a perder el electrón de última capa y formar cationes +1. Por lo tanto tiene valencia +1

O:  $1s^2 2s^2 2p^4$  tiene tendencia a ganar 2 electrones y formar aniones -2. Por lo tanto tiene valencia +2. Cuando se combina con el fluro tiene valencia +2.

Ar:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$  AL ser un gas noble no es reactivo y no tiene valencias asociadas.

#### 4. Junio 2018 GS Química

Ejercicio 2. De las siguientes combinaciones de números cuánticos:

i) (2, 1, -1, -1/2); ii) (3, 0, -1, -1/2); iii) (4, 2, 2, 1/2); iv) (3, 0, 0, -1/2)

a) ¿Cuáles son posibles? Razona la respuesta. (1 punto)

Son posibles la 1 y la 4. ii) (3, 0, -1, -1/2) no es correcta por m solo puede valer 0, ya que l es 0.

iii) (4, 2, 2, 1/2) tampoco es correcta porque m solo podría valer 1 o 0 siendo l=2.

b) En los casos posibles, identifica el orbital que representan. (1 punto)

i) (2, 1, -1, -1/2) orbital 2p

iv) (3, 0, 0, -1/2) orbital 3s

Ejercicio 3. Los números atómicos del oxígeno, el flúor y el sodio son, respectivamente 8, 9 y 11.

a) Escribe sus configuraciones electrónicas. (0,7 puntos)

O:  $1s^2 2s^2 2p^4$

F:  $1s^2 2s^2 2p^5$

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

b) Justifica qué ion estable forma cada uno de ellos. (0,6 puntos)

O:  $1s^2 2s^2 2p^4$  gana 2 electrones  $O^{2-}$  para adquirir una configuración de gas noble.

F:  $1s^2 2s^2 2p^5$  gana 1 electrón  $F^-$  para adquirir una configuración de gas noble.

Na:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$  pierde 1 electrón  $Na^+$  para adquirir una configuración de gas noble.

c) Ordena los elementos anteriores de mayor a menor radio atómico. (0,7 puntos)

Na > O > F

## 5. Junio 2017 GS Química

**Ejercicio 3.** La configuración electrónica del Calcio (Ca) es:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ . Indica:

- Su número atómico. (0,5 puntos) **Z=18**
- El periodo y grupo en el que se encuentra. (0,5 puntos) **Grupo 2 periodo 4**
- Justifica cuál es su valencia iónica. (0,5 puntos) **Tiene tendencia a perder los dos electrones de valencia para adquirir una configuración electrónica  $s^2 p^6$  por lo tanto su valencia es +2.**
- Justifica el tipo de enlace que forma con los no metales del grupo 17. (0,5 puntos) **Formaría un enlace iónico al tratarse de un metal con un no metal.**

## 6. Junio 2016 GS Química

**Pregunta 2.** Para los siguientes átomos  ${}_{34}X^{80}$   ${}_{34}Y^{82}$   ${}_{36}Z^{82}$

- Indica el número de protones, neutrones y electrones de cada uno.

	X	Y	Z
Protones	34	34	36
Neutrones	46	48	46
Electrones	34	34	36

- Explica si estos átomos pueden ser isótopos entre sí.

**Los átomos X e Y son isótopos entre sí ya que tienen el mismo número atómico pero distinto número másico. El elemento Z es un elemento diferente.**

**Pregunta 3.** Indica el tipo de enlace o de fuerza intermolecular que se debe romper en los siguientes procesos:

- Vaporizar agua ( $H_2O$ ). **Puentes de hidrógeno. Los puentes de hidrógeno son interacciones intermoleculares débiles que deben romperse para pasar de estado líquido a gas.**
- Fundir sal común ( $NaCl$ ). **Es necesario romper los enlaces iónicos que se forman entre los iones de distinto signo que se atraen mediante fuerzas electrostáticas. Los iones no forman moléculas aisladas sino que se agrupan ordenadamente en redes cristalinas donde los iones de un signo están rodeados por los de signo contrario.**
- Descomponer el amoníaco ( $NH_3$ ) en sus componentes, hidrógeno y nitrógeno. **Enlace covalente.**
- Vaporizar bromo ( $Br_2$ ). **Dipolo instantáneo-dipolo inducido. Son interacciones intermoleculares muy débiles.**
- Fundir hierro ( $Fe$ ). **Enlace metálico. Este enlace resulta de las atracciones electrostáticas entre iones cargado positivamente (los núcleos con los  $e^-$  que no son de valencia) y los  $e^-$  móviles ( $e^-$  de valencia) que circulan libremente. Estos se comportan como si perteneciesen a toda la estructura**

cristalina.

## 7. Junio 2015 GS Química

### Pregunta 3.

a) Escribe la configuración electrónica del cloro ( $Z=17$ ) y del calcio ( $Z=20$ ).

Cl:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

Ca:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$

b) Indica el grupo y el periodo de cada elemento.

Cl: grupo 17 y periodo 3

Ca: grupo 2 y periodo 4

c) Explica cuál de los dos tendrá mayor energía de ionización.

El cloro tiene una energía de ionización mayor al tratarse de un elemento de menor tamaño al encontrarse en un periodo menor. Al estar sus electrones de última capa más cerca del núcleo es más difícil arrancarlo y se debe aportar mayor energía.

**Pregunta 4.** Identifica el tipo de fuerzas intermoleculares de cada una de las especies que se nombran y explica las siguientes observaciones:

a) A temperatura ambiente el flúor ( $F_2$ ) y el cloro ( $Cl_2$ ) son gases, el bromo ( $Br_2$ ) es líquido y el yodo ( $I_2$ ) es sólido.

Flúor, cloro, yodo y bromo son moléculas diatómicas con carácter apolar, encontrándose los átomos unidos a través de enlace covalente. Entre estas moléculas existen fuerzas de dispersión, también llamadas fuerzas de dispersión de London, que se producen como consecuencia de la aparición de momentos dipolares instantáneos dentro de cada molécula. Dichos dipolos instantáneos provocan dipolos inducidos en las moléculas vecinas con la consiguiente aparición de fuerzas de atracción del tipo dipolo instantáneo-dipolo inducido. La intensidad de este tipo de fuerzas aumenta con el tamaño de las moléculas. Además, al aumentar la masa molecular aumenta la inercia de las moléculas en su movimiento. Por ello, los puntos de fusión y ebullición aumentan en el orden:  $F_2 < Cl_2 < Br_2 < I_2$ , dado que la intensidad de las fuerzas de dispersión es mayor entre las moléculas de yodo (por eso es sólido) y menor entre las de flúor.

b) La temperatura de ebullición del agua ( $H_2O$ ) es mayor que la de su homólogo el sulfuro de hidrógeno ( $H_2S$ )

En el agua las moléculas se unen entre sí por enlaces de hidrógeno. Estos enlaces se forman cuando en la molécula, un átomo de hidrógeno se une covalentemente a un átomo de pequeño tamaño y muy electronegativo (F, O o N), razón por la que el par de electrones del enlace se desplaza, en este caso, hacia el átomo de oxígeno, apareciendo sobre éste una carga parcial negativa y sobre el átomo de hidrógeno una carga parcial positiva. El dipolo formado hace que el polo positivo de una de las moléculas de agua sea atraído, electrostáticamente, por el polo negativo y par de electrones no compartidos del átomo de oxígeno de otra molécula vecina, quedando cada molécula unida

tetraédricamente a cuatro moléculas vecinas. Esta atracción molecular es bastante más intensa que las atracciones debidas a las fuerzas de Van der Waals que unen las moléculas de sulfuro de hidrógeno, por lo que el agua es líquida en condiciones normales y el sulfuro de hidrógeno gas.

## 8. Julio 2015 GS Química

Pregunta 2. El magnesio tiene tres isótopos naturales:



a) Indica el número de protones, neutrones y electrones de cada isótopo.

Todos tienen 12 protones y 12 electrones. Los neutrones son respectivamente: 12, 13, 14

b) La masa atómica del magnesio es 24,3 u. Razona qué isótopo será el más abundante.

Como la masa de los electrones es despreciable frente al de los neutrones y protones, la masa de estos isótopos corresponde a su número másico. El que más se acerca a 24,3 es el primero, el de número másico 24.

Pregunta 3. Relaciona el tipo de sustancia (sustancia molecular, sólido covalente, sólido iónico, metal) con las siguientes propiedades:

- a) Son muy buenos conductores de la corriente eléctrica. **Metal**
- b) Son insolubles en agua y tienen puntos de fusión muy muy altos. **Sólidos covalentes**
- c) Sustancias que funden a temperatura baja. **Sustancia molecular**
- d) Sólidos no conductores que al fundir si lo son. **Sólido iónico**
- e) Son dúctiles y maleables. **Metal**
- f) Son solubles en agua. **Sólido iónico**
- g) Sustancias cuyas propiedades dependen de las fuerzas de Van der Waals. **Sustancia molecular**
- h) Bajo ninguna circunstancia pueden conducir la corriente eléctrica. **Sólido covalente**

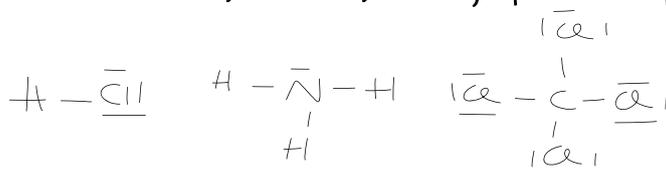
Pregunta 4. Datos: los números atómicos de H, C, N y Cl son 1, 6, 7 y 17, respectivamente.

a) Dibuja la estructura de Lewis de las siguientes moléculas: HCl, NH<sub>3</sub> y CCl<sub>4</sub>

HCl  $n = 1 \cdot 2 + 1 \cdot 8 = 10 e$ ;  $v = 1 \cdot 1 + 7 \cdot 1 = 8 e$ ;  $c = n - v = 10 - 8 = 2 e$ ; 1 par  $e^-$  compartidos;  $s = v - c = 8 - 2 = 6$ ;  $s = 6 e^-$ ; 3 pares  $e$  sin compartir.

NH<sub>3</sub>  $n = 1 \cdot 8 + 2 \cdot 3 = 14 e$ ;  $v = 1 \cdot 5 + 3 \cdot 1 = 8 e$ ;  $c = n - v = 6 e$ ; 3 pares  $e$  compartidos;  $s = v - c$ ;  $s = 2 e$ ; 1 pares  $e$  sin compartir. N átomo central.

CCl<sub>4</sub>  $n = 5 \cdot 8 = 40 e$ ;  $v = 1 \cdot 4 + 4 \cdot 7 = 32 e$ ;  $c = n - v$ ;  $c = 8 e$ , 4 pares  $e$  compartidos (de enlace);



b) Razona, en función de la polaridad de cada una de estas moléculas, el tipo de fuerzas intermoleculares que se pueden establecer en cada caso.

HCl: es una molécula polar debido a que el par electrónico del enlace covalente está desplazado hacia el Cl que es un elemento más electronegativo que el H. Formará fuerzas dipolo-dipolo o fuerzas de Van der Waals

NH<sub>3</sub> es una molécula polar debido a que el par electrónico de los enlaces covalentes N-H está desplazado hacia el N que es un elemento más electronegativo que el H. La geometría de la molécula no es simétrica y por lo tanto el momento dipolar molecular es distinto de 0. Formará puentes de hidrógeno.

CCl<sub>4</sub>: es una molécula apolar porque aunque el enlace C-Cl sea polar, el momento dipolar global es 0 al tener una geometría simétrica. Formará fuerzas dipolo instantáneo - dipolo inducido (o también conocidas como fuerzas de dispersión o fuerzas de London).

## 9. Junio 2014 GS Química

Ejercicio 2. Completa la siguiente tabla:

	Z	A	Protones	Neutrones	Electrones
<b>Li</b>	3	7	3	4	3
<b>F</b>	9	19	9	10	9
<b>Cl</b>	17	37	17	20	17
<b>Ca</b>	20	42	20	22	20

Ejercicio 3. Las configuraciones electrónicas del Magnesio, Cloro y Bromo son, respectivamente:

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ ;  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ ;  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$

a. Indica el período y el grupo del Sistema Periódico al que pertenecen.

Li  $1s^2 2s^1$  Grupo 1 periodo 2

F  $1s^2 2s^2 2p^5$  Grupo 17 periodo 2

Cl  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$  Grupo 17 periodo 3

Ca  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$  Grupo 2 periodo 4

b. Explica quien tiene mayor electronegatividad el Cloro o el Magnesio. El cloro es más electronegativo que el Mg ya que estando en el mismo periodo se encuentra más a la derecha al tener mayor Z, lo que hace que tiene más cantidad de protones en el núcleo y por lo tanto atraiga con mayor fuerza a los electrones que comparta al formar un enlace covalente.

c. Explica quien tiene mayor electronegatividad el Cloro o el Bromo. El cloro es más electronegativo que el Br ya que estando en el mismo grupo se encuentra en un periodo superior, lo que hace que sea más pequeño y atraiga con mayor fuerza a los electrones que comparta al formar un enlace covalente.

**Ejercicio 4.** a) Clasifica las siguientes sustancias como sólido iónico, sólido covalente, sustancia molecular o metal: C (diamante), Fe (hierro),  $\text{CaCl}_2$  (cloruro de calcio),  $\text{SO}_3$  (trióxido de azufre) y  $\text{NH}_3$  (amoníaco).

Sólido iónico:  $\text{CaCl}_2$  (cloruro de calcio)

Sólido covalente: C (diamante)

Sustancia molecular:  $\text{SO}_3$  (trióxido de azufre);  $\text{NH}_3$  (amoníaco)

Metal: Fe (hierro)

b) Cita una propiedad representativa de cada tipo.

## 10. Julio 2014 GS Química

**Pregunta 3.** Para los elementos de número atómico 10, 19 y 35:

a) Escribe su configuración electrónica.

b) Indica la valencia iónica, el grupo y el periodo de cada elemento.

$Z=10$   $1s^2 2s^2 2p^6$  Grupo 18 periodo 2. Es un gas noble, no tiene valencia

$Z=19$   $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$  Grupo 1 periodo 4. Valencia +1

$Z=35$   $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$  Grupo 17 periodo 4. Valencia -1

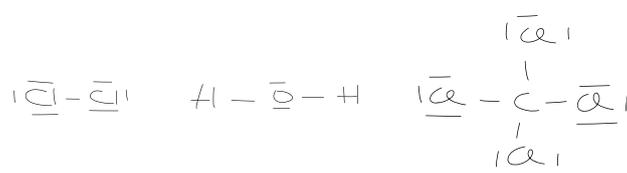
**Pregunta 4.** Para las moléculas:  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{CCl}_4$  y  $\text{H}_2\text{O}$

a) Dibuja la estructura de Lewis de cada una.

$\text{Cl}_2$  (Cl 7  $e^-$  de valencia)  $n = 8 \cdot 2 = 16$ ;  $v = 7 \cdot 2 = 14$ ;  $c = n - v = 16 - 14 = 2$  (1 enlace);  $v = v - c = 14 - 2 = 12$  (6 pares libres)

$\text{CCl}_4$   $n = 5 \cdot 8 = 40 e^-$ ;  $v = 1 \cdot 4 + 4 \cdot 7 = 32 e^-$ ;  $c = n - v$ ;  $c = 8 e^-$ , 4 pares e compartidos (de enlace);

$\text{H}_2\text{O}$ : H 1  $e^-$  de valencia; O 6  $e^-$  de valencia;  $n = 8 + 2 \cdot 2 = 12$ ;  $v = 6 + 1 \cdot 2 = 8$ ;  $c = n - v = 12 - 8 = 4$  (2 enlaces);  $v = v - c = 8 - 4 = 4$  (2 pares libres)



b) Explica la polaridad de los enlaces y de las moléculas.

$\text{Cl}_2$ : apolar ya que al tratarse del mismo elemento unido a el mismo no hay diferencia de electronegatividades;

$\text{H}_2\text{O}$ : polar, ya que el O es más electronegativo que el H y la geometría angular no anula el momento dipolar global de la molécula.

$\text{CCl}_4$ : apolar, a pesar de que el enlace C-Cl es polar, la geometría tetrahédrica de la molécula anula el momento dipolar global y resulta apolar.

c) Indica el tipo de fuerzas intermoleculares que se pueden establecer en cada caso.

$\text{Cl}_2$  fuerzas dipolo instantáneo – dipolo inducido (también fuerzas de dispersión o fuerzas de London)

$\text{H}_2\text{O}$  Puentes de hidrógeno

$\text{CCl}_4$  fuerzas dipolo instantáneo – dipolo inducido (también fuerzas de dispersión o fuerzas de London)

Datos: los números atómicos de los elementos H, C, O y Cl son 1, 6, 8 y 17, respectivamente.

## 11. Junio 2013 GS Química

**Pregunta 2.** Sabiendo que la configuración electrónica de un isótopo del elemento Flúor(F) es  $1s^2 2s^2 2p^5$  y que tiene un número másico  $A=19$ . Se desea saber:

a) El número atómico del flúor. **Z=9**

b) El número de protones, neutrones y electrones. **Protones 9, neutrones 10 y electrones 9**

c) La posición que ocupa el flúor en la tabla periódica. **Grupo 17, periodo 2**

d) Cómo es la electronegatividad del Flúor. ¿por qué? **Es el elemento más electronegativo. Globalmente puede decirse que en la tabla periódica de los elementos la electronegatividad aumenta de izquierda a derecha y de abajo hacia arriba y no tenemos en cuenta a los gases nobles. Esto se debe a su pequeño tamaño y que tiene un Z mayor que los elementos que están en su periodo, por lo que su núcleo atrae fuertemente a los electrones de otros átomos.**

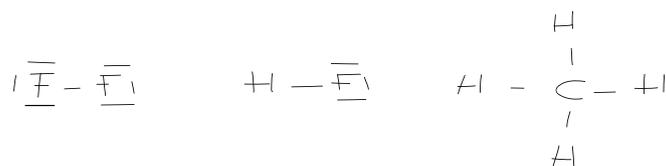
**Pregunta 3.** Considerando las moléculas  $\text{F}_2$ , HF y  $\text{CH}_4$

a) Dibuja las estructuras de Lewis de las moléculas.

$\text{F}_2$ : F 7  $e^-$  de valencia;  $n = 8 \cdot 2 = 16$ ;  $v = 7 \cdot 2 = 14$ ;  $c = n - v = 16 - 14 = 2$  (1 enlace);  $v - c = 14 - 2 = 12$  (6 pares libres)

HF: H 1  $e^-$  de valencia; F 7  $e^-$  de valencia,  $n = 8 + 2 = 10$ ;  $v = 7 + 1 = 8$ ;  $c = n - v = 10 - 8 = 2$  (1 enlaces);  $v - c = 8 - 2 = 6$  (3 pares libres)

$\text{CH}_4$ : H 1  $e^-$  de valencia; C 4  $e^-$  de valencia,  $n = 8 + 4 \cdot 2 = 16$ ;  $v = 4 + 1 \cdot 4 = 8$ ;  $c = n - v = 16 - 8 = 8$  (4 enlaces);  $v - c = 8 - 8 = 0$  (0 pares libres)



b) Justifica si las moléculas anteriores presentan enlaces covalentes polares y cómo es la polaridad de cada molécula.

$\text{F}_2$ : enlace apolar ya que al tratarse del mismo elemento unido a el mismo no hay diferencia de electronegatividades; La molécula es apolar.

$\text{HF}$ : enlace polar, ya que el F es más electronegativo que el H y la geometría angular no anula el momento dipolar global de la molécula.

$\text{CH}_4$ : apolar, a pesar de que el enlace C-H es polar debido a la mayor electronegatividad del carbono respecto al H, la geometría tetrahédrica de la molécula anula el momento dipolar global y resulta apolar.

Datos: Los números atómicos de los elementos H, C y F, son 1, 6 y 9 respectivamente.

## 12. Septiembre 2013 GS Química

**Pregunta 2.** Sea el potasio (K) de  $Z=19$ . Se pide:

a) Escribe su configuración electrónica.  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

b) Justifica el tipo de ión estable que forma.  $\text{K}^+$ ; pierde el electrón situado en  $4s^1$  para tener configuración estable de gas noble.

c) Justifica el enlace que formará al unirse con el oxígeno ( $Z=8$ ). Enlace iónico, El K tiene tendencia a ceder  $1e^-$  y pasar a  $\text{K}^+ : \text{K} - 1e^- \rightarrow \text{K}^+$ ; El O tiene tendencia a ganar  $2e^-$  y pasar a  $\text{O}^{2-} : \text{O} + 2e^- \rightarrow \text{O}^{2-}$ . Como el número de electrones no coincide, se necesitan dos potasios por cada oxígeno, resultando la fórmula empírica  $\text{K}_2\text{O}$

d) Indica el conjunto de combinaciones de números cuánticos de los electrones del orbital  $4s$ .  $(4, 0, 0, +1/2)$  y  $(4, 0, 0, -1/2)$ .

**Pregunta 3.** Si la configuración electrónica del elemento X es:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$ .

Justifica si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas. En caso de que la afirmación sea falsa corrígela de forma que la afirmación que resulte sea correcta.

a) X está en el período 18 de la tabla periódica. Es falsa. X está en el grupo 18 de la tabla periódica (o está en el período 4 de la tabla periódica)

b) X está en el grupo 6 de la tabla periódica. Es falsa. X está en el período 4° de la tabla periódica (o está en el grupo 18 de la tabla periódica)

c) El número másico de X es 36. Es falsa. El número atómico de X es 36.

d) El elemento X formará iones estables del tipo  $X^{+2}$ . **Es falsa. El elemento X no formará iones estables.**

e) X es no metal. **Es falsa. X es un gas noble.**

### 13. Junio 2012 GS Química

**Pregunta 2.** El magnesio en la naturaleza presenta tres isótopos estables: el primero de masa atómica 24 u y abundancia 78,70%, el segundo de masa atómica 25 y abundancia 10,13 y el resto del magnesio corresponde al isótopo de masa atómica 26 u. Averigua la masa atómica media.

**24,32u**

**Pregunta 4.** De entre las sustancias siguientes: 1) carbono (diamante); 2) dióxido de carbono; 3) cloruro de sodio; 4) agua; 5) cobre

Se pide escoger la sustancia más representativa de: (Justifica tu respuesta)

a) Una sustancia que tiene enlaces de hidrógeno. **Agua (hay presencia de enlaces O-H)**

b) Una sustancia sólida de alta conductividad eléctrica tanto en estado sólido como líquido. **Cobre (enlace metálico)**

c) Un sólido covalente de muy alto punto de fusión. **Diamante, es un sólido covalente**

d) Una sustancia ligada por fuerzas de Van der Waals, que sublima a 78°C bajo cero. **Dióxido de carbono**

e) Una sustancia que no conduce en estado sólido que se transforma en conductora al fundir. **Cloruro de sodio, que es un sólido con enlace iónico.**

### 14. Septiembre 2012 GS Química

**Pregunta 2.** Sea el aluminio ( $Z=13$  y  $A=27$ ) y el oxígeno ( $Z=8$  y  $A=16$ ). Se desea saber:

a) Las partículas que constituyen cada uno de ellos. **Al ( 13 protones, 14 neutrones y 13 electrones) O ( 8 protones, 8 neutrones y 8 electrones)**

b) Escribe la configuración electrónica de cada uno de ellos. **Al ( $Z=13$ ):  $(1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1)$  O ( $Z=8$ )  $(1s^2 2s^2 2p^4)$**

c) Indica el ión estable que forma cada uno (justifica tu respuesta) **El aluminio es un metal con tendencia a perder 3 e – por lo que forma cationes  $Al^{+3}$ ; El oxígeno es un no metal con tendencia a ganar 2 e – por lo que forma aniones  $O^{-2}$**

d) Razona qué enlace formarán al combinarse el aluminio y el oxígeno. **Formarán un enlace iónico por tratarse del enlace entre un metal y un no metal. La fórmula empírica será  $[Al^{+3}]_2 [O^{-2}]_3$ ;  $Al_2O_3$**

**Pregunta 3.** La configuración electrónica de un elemento es la siguiente:

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$

a) ¿Cuál es su número atómico? **35**

- b) ¿En qué periodo de la tabla periódica está? **4**
- c) ¿En qué grupo de la tabla periódica está? **17**
- d) ¿Cuántos electrones de valencia tiene? **7**
- e) Justifica si se trata de un metal, no metal, semimetal o gas noble e indica las propiedades más características que tiene. **Se trata de un no metal del grupo 17 por tanto es un elemento electronegativo con tendencia a ganar 1 e para adquirir la estructura electrónica del gas noble siguiente.**
- f) Indica que ion estable formaría y como (escribe un esquema del proceso) **Br<sup>-</sup>**. Pasa de  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$  gana 1 electrón para completar su octeto y ganar estabilidad.
- g) Explica el enlace que forma cuando se enlaza consigo mismo. **Formará un enlace covalente Br<sub>2</sub>**
- h) ¿De qué elemento se trata? **Bromo (Br)**

**Pregunta 4.** Explica el enlace que pueden presentar las siguientes sustancias. A) Cloruro de litio (LiCl), B) El cobre, C) El carbono (diamante).

A) Cloruro de litio (LiCl) formará enlace iónico por ser el enlace entre un metal el Li que tiene tendencia a perder 1e - con un no metal el cloro con tendencia a ganar 1e - . (Li<sup>+</sup>Cl<sup>-</sup>)

B) El cobre forma un enlace metálico, en que los e - de valencia de cada átomo están, formando una nube electrónica que rodea a los iones + que se integran en la red metálica.

C) El carbono (diamante) formará un enlace covalente, formando un cristal covalente.

## 15. Junio 2011 GS Química

**Pregunta 2.** Completa la siguiente tabla:

Nombre	Símbolo	Z	A	protones	neutrones	configuración electrónica
	Mg			12	12	
Litio		3	7			$1s^2 2s^1$
Argón		18			22	

**Pregunta 2.-**

Nombre	Símbolo	Z	A	protones	neutrones	configuración electrónica
Magnesio	Mg	12	24	12	12	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
Litio	Li	3	7	3	4	$1s^2 2s^1$
Argón	Ar	18	40	18	22	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

**Pregunta 3.** Justifica qué tipo de atracción o enlace químico ha de romperse para:

- a) fundir cloruro sódico
- b) fundir oro
- c) vaporizar agua
- d) vaporizar diamante

a) para fundir cloruro sódico hay que romper el enlace iónico; b) fundir oro hay que romper el enlace metálico; c) para vaporizar agua hay que dar energía suficiente para vencer las fuerzas intermoleculares del tipo enlaces (puentes) de hidrógeno; d) vaporizar diamante hay que romper los enlaces covalentes.

## 16. Septiembre 2011 GS Química

**Pregunta 3.** La masa atómica del cloro es 35,45 u. Si tiene dos isótopos, Cl-35 y Cl-37, de masas 34,97 y 36,93 u respectivamente. Calcular el % de cada uno de ellos.

x: abundancia del isótopo Cl-35 en tanto por 1

y: 1-x abundancia del isótopo Cl-37 en tanto por 1

$$35,45 = 34,97x + 36,93(1-x)$$

$$x = 0,755$$

75,5% Cl-35 y 24,5% Cl-37

**Pregunta 4.** Dados los elementos A y B de números atómicos 12 y 17 respectivamente, responde a las preguntas siguientes:

a) Escribe la configuración electrónica de cada uno de ellos

b) Indica su situación en el sistema periódico y su nombre.

c) Justifica el ión estable que forman.

d) Razona qué enlace formaran.

Z=12  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$  Grupo 2 periodo 3.  $A^{+2}$

Z=17  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$  Grupo 17 periodo 3.  $B^{-1}$

Formará enlace iónico por ser el enlace entre un metal (A) que tiene tendencia a perder 2 e<sup>-</sup> con un no metal B con tendencia a ganar 1e<sup>-</sup> :AB<sub>2</sub> (necesitamos 2 átomos de B para que la molécula sea neutra).

## 17. Junio 2010 GS Química

**Pregunta 2.** Dados los elementos Ca y F de números atómicos 20 y 9 respectivamente. Se pide:

a) Escribe la configuración electrónica para cada uno de ellos. Ca:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ ; F:  $1s^2 2s^2 2p^5$

b) A la vista de la configuración externa justifica qué tipo de enlace formarán al unirse y porqué. El Ca es un metal del grupo 2 y tiene tendencia a perder 2 e<sup>-</sup> mientras que el F es un no metal del grupo VII o 17 que tiene tendencia a ganar 1 e<sup>-</sup> formando un enlace iónico de fórmula empírica CaF<sub>2</sub>

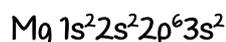
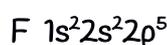
## 18. Junio 2018 GS Física y Química

Se tienen los elementos  ${}^{19}_9\text{F}$  y  ${}^{24}_{12}\text{Mg}$ , para cada uno de ellos indica:

a) El número de partículas subatómicas que posee. (0,4 puntos)

	F	Mg
Protones	9	12
Neutrones	10	12
Electrones	9	12

b) Escribe su configuración electrónica. (0,4 puntos)



c) Indica razonadamente la valencia iónica que adquirirán. (0,4 puntos)



d) Escribe la fórmula del compuesto que formarán, indicando su nombre, el tipo de enlace y sus propiedades. (0,8 puntos)  $\text{MgF}_2$  Fluoruro de magnesio. Enlace iónico, por lo que formará un cristal iónico con las siguientes propiedades: son sólidos a temperatura ambiente con altos puntos de fusión y ebullición. Son duros pero frágiles, ya que un pequeño desplazamiento de una capa del cristal enfrenta a iones de igual carga. Los compuestos iónicos, generalmente se disuelven bien en agua o en disolventes polares. Las moléculas de agua rodean a los iones provocando que el cristal se desmorone.

## 19. Junio 2018 GS Física y Química

Complete la siguiente tabla:

Elemento	Z	A	protones	neutrones	electrones	representación
Sodio	11	23	11	12	11	${}^{23}_{11}\text{Na}$
Aluminio	13	27	13	14	13	${}^{27}_{13}\text{Al}$
Flúor	9	19	9	10	10	${}^{19}_9\text{F}^-$
Calcio	20	42	20	22	18	${}^{42}_{20}\text{Ca}^{+2}$

## 20. Junio 2017 GS Física y Química

Ejercicio 4: a) Completa la tabla siguiente: (1 punto)

Elemento	Z	A	electrones	protones	neutrones	representación	Configuración electrónica
Carbono	6	12	6	6	6	${}_{6}^{12}\text{C}$	$1s^2 2s^2 2p^2$
Litio	3	7	3	3	4	${}_{3}^7\text{Li}$	$1s^2 2s^1$
Oxígeno	8	16	10	8	8	${}_{8}^{16}\text{O}^{2-}$	$1s^2 2s^2 2p^6$
Cloro	17	35	18	17	18	${}_{17}^{35}\text{Cl}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
Magnesio	12	24	10	12	12	$\text{Mg}^{+2}$	$1s^2 2s^2 2p^6$

b) b) Expresa el tipo de compuesto que se formará entre los pares de elementos de la tabla anterior que se indican a continuación, su fórmula y el nombre del compuesto:

b.1) carbono y oxígeno (0,5 puntos)  $\text{CO}$  Monóxido de carbono. Compuesto covalente.

b.2) cloro y magnesio (0,5 puntos)  $\text{MgCl}_2$  Cloruro de magnesio. Compuesto iónico.

## 21. Junio 2016 GS Física y Química

Ejercicio 4: Indica qué enlace químico o fuerza intermolecular debe vencerse en cada caso. Explica brevemente sus características. (0,4 puntos por apartado).

a) Evaporar agua. Puentes de hidrógeno. Los puentes de hidrógeno son interacciones intermoleculares entre moléculas polares que presentan cuando la molécula tiene enlaces formados por un átomo de hidrógeno y un átomo pequeño y muy electronegativo, como flúor, nitrógeno u oxígeno.

b) Fundir aluminio. Enlace metálico. Este enlace resulta de las atracciones electrostáticas entre iones cargado positivamente (los núcleos con los  $e^-$  que no son de valencia) y los  $e^-$  móviles ( $e^-$  de valencia) que circulan libremente. Estos se comportan como si perteneciesen a toda la estructura cristalina.

c) Disolver cloruro de potasio. Es necesario romper los enlaces iónicos que se forman entre los iones de distinto signo que se atraen mediante fuerzas electrostáticas. Los iones no forman moléculas aisladas sino que se agrupan ordenadamente en redes cristalinas donde los iones de un signo están rodeados por los de signo contrario.

d) Evaporar nitrógeno líquido. Dipolo instantáneo-dipolo inducido. Son interacciones intermoleculares muy débiles que se originan porque en ocasiones la nube electrónica, que estará en movimiento constante en torno a los núcleos atómicos, se halle más desplazada hacia un lado de la molécula durante un brevísimo lapso de tiempo. Estos dipolos sienten una cierta atracción mutua, de carácter débil.

e) Fundir dióxido de silicio. Fuerzas de Van der Waals. Se trata de fuerzas entre dipolos permanentes (por diferencia de electronegatividad entre los átomos en moléculas cuyos dipolos no se anulan por geometría).

Ejercicio 6: a) Completa la siguiente tabla:

Átomo o ión	Calcio	Litio	Cloro	Carbono	Carbono
Nº de protones	20	3	17	6	6
Nº de neutrones	20	4	18	6	8
Nº de electrones	18	3	18	2	6
Nº atómico	20	3	17	6	6
Nº másico	40	7	35	12	14
Carga neta	+2	0	-1	+4	0
Representación	${}_{20}^{40}\text{Ca}^{2+}$	${}_{3}^7\text{Li}$	${}_{17}^{35}\text{Cl}^{-}$	${}_{6}^{12}\text{C}^{+4}$	${}_{6}^{14}\text{C}$
Configuración electrónica	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	$1s^2 2s^1$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	$1s^2$	$1s^2 2s^2 2p^2$

## 22. Junio 2015 GS Física y Química

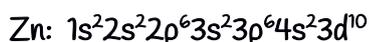
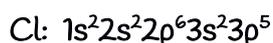
Pregunta 6: a) Completa la siguiente tabla:

Átomo o ion	Potasio	Berilio	Flúor	Oxígeno	Oxígeno
Nº de protones	19	4	9	8	8
Nº de neutrones	12	5	10	8	10
Nº de electrones	18	2	10	10	8
Nº atómico	19	4	9	8	8
Nº másico	31	9	19	16	18
Carga neta	+1	+2	-1	-2	0
Representación	${}_{19}^{31}\text{K}^{+}$	${}_{4}^9\text{Be}^{+2}$	${}_{9}^{19}\text{F}^{-}$	${}_{8}^{16}\text{O}^{2-}$	${}_{8}^{18}\text{O}$
Configuración electrónica	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	$1s^2 2s$	$1s^2 2s^2 2p^6$	$1s^2 2s^2 2p^6$	$1s^2 2s^2 2p^4$

## 23. Julio 2015 GS Física y Química

Pregunta 5: Datos: Z(H)=1; Z(C)=6; Z(N)=7, Z(Cl)=17 y Z(Zn)=30.

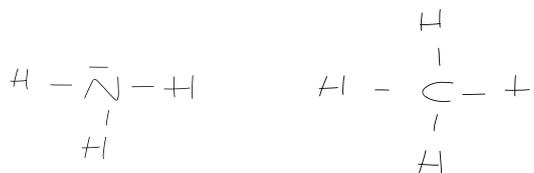
a. Escribe las configuraciones electrónicas del cloro y del zinc.



b. Dibuja las estructuras de Lewis del NH<sub>3</sub> y del CH<sub>4</sub>.

NH<sub>3</sub> n = 1·8 + 2·3 = 14 e; v = 1·5 + 3·1 = 8 e; c = n - v = 6 e; 3 pares e compartidos; s = v - c; s = 2 e; 1 pares e sin compartir. N átomo central.

CH<sub>4</sub>: H 1 e<sup>-</sup> de valencia; C 4 e<sup>-</sup> de valencia, n = 8 + 4 · 2 = 16; v = 4 + 1 · 4 = 8; c = n - v = 16 - 8 = 8 (4 enlaces); v = v - c = 8 - 8 = 0 (0 pares libres)



## 24. Junio 2014 GS Física y Química

Ejercicio 4. a) Dados los elementos de configuraciones electrónicas:  $[W]=1s^22s^22p^4$   $[X]=1s^22s^22p^63s^23p^4$ ,  $[Y]=1s^22s^22p^63s^23p^64s^23d^{10}4p^4$ . Razona la validez o no de las siguientes afirmaciones:

a1) Pertencen al mismo periodo; a2) Pertencen al mismo grupo; a3) Y pertenece al 4º periodo a4) El número atómico de X es 14. a5) Y es el elemento más electronegativo.

a1) Pertencen al mismo grupo, no periodo ya que tienen la misma capa de valencia.  $[W]=1s^22s^22p^4$   $[X]=1s^22s^22p^63s^23p^4$ ,  $[Y]=1s^22s^22p^63s^23p^64s^23d^{10}4p^4$ .

a2) Verdadero, véase explicación del apartado anterior.

A3) Falso.  $[W]=1s^22s^22p^4$  periodo 2;  $[X]=1s^22s^22p^63s^23p^4$  periodo 3,  $[Y]=1s^22s^22p^63s^23p^64s^23d^{10}4p^4$  periodo 4.

a4) Falso. Es 16.

a5) Falso, el más electronegativo es el W ya que estando los 3 en el grupo 16, el W es el de menor tamaño por encontrarse más arriba en la tabla periódica y por lo tanto atraerá con más fuerza a los electrones que comparta con otros átomos con los que forme enlace.

## 25. Julio 2014 GS Física y Química

Ejercicio 4. a) Sean los elementos A y B de números atómicos  $Z=9$  y  $Z=20$ , respectivamente. Escribe su configuración electrónica, indica su grupo y período en la tabla periódica y justifica el tipo de enlace que forman cuando se combinan entre si.

$Z=9$ :  $1s^22s^22p^5$  Grupo 17, periodo 2

$Z=20$ :  $1s^22s^22p^63s^23p^64s^2$  Grupo 2, periodo 4

Enlace iónico, el Ca tiene tendencia a ceder  $2e^-$  y pasar a  $Ca^+$ ; El F tiene tendencia a ganar  $1e^-$  y pasar a  $F^-$ . Como el número de electrones no coincide, se necesitan dos fluoros por cada calcio, resultando la fórmula empírica  $CaF_2$

## 26. Junio 2013 GS Física y Química

Ejercicio 4. a) Si un átomo tiene 18 electrones y 20 neutrones. ¿Cuál será su número atómico y su número másico? Escribe su configuración electrónica y justifica de qué tipo de elemento se trata.

$Z=18$  suponiendo que el átomo es neutro;  $A=38$ ;  $1s^22s^22p^63s^23p^6$  Ar

## 27. Septiembre 2013 GS Física y Química

**Pregunta 4.** a) Considera el elemento X de configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ :

¿Cuál es su número atómico? ¿De qué elemento se trata? Justifica el periodo y el grupo del sistema periódico a los que pertenece y la estructura electrónica del ión más estable que forma.

$Z=17$ ; Cl; Grupo 17, periodo 2;  $Cl^- 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

b) Explica el enlace que pueden presentar las siguientes sustancias: neón; cloruro de sodio; dióxido de carbono; hierro.

**Neón:** es un gas noble, no se enlaza al presentar su capa de valencia completa.

**Cloruro de sodio:** enlace iónico por transferencia electrónica por se el Cl no metal y muy electronegativo y el sodio un metal y muy electropositivo.

**Dióxido de carbono:** enlace covalente por tratarse de dos átomos no metálicos. Se establece por compartición de electrones.

**Hierro:** enlace metálico. Resultado de las atracciones electrostáticas entre iones cargado positivamente (los núcleos con los  $e^-$  que no son de valencia) y los  $e^-$  móviles ( $e^-$  de valencia) que circulan libremente.

## 28. Junio 2012 GS Física y Química

**Ejercicio 4.** b) Describe en qué consiste la fuerza intermolecular denominada puente de hidrógeno (o enlace de hidrógeno) y cita ejemplos de moléculas que lo presenten.

Los puentes de Hidrógeno son enlaces intermoleculares que se establecen entre el Hidrógeno y átomos electronegativos (con tendencia a atraer los electrones), como el Flúor, Oxígeno o Nitrógeno. El agua y el amoníaco presentan interacciones intermoleculares de este tipo. Para ser interacciones intermoleculares, son considerablemente fuertes.

## 29. Septiembre 2012 GS Física y Química

**Ejercicio 4.** Escribe la configuración electrónica del azufre ( $Z=16$ ) y del manganeso ( $Z=25$ ) y di el número de electrones desapareados que contienen.

$(Z=16) 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$  (2 electrones desapareados)

$(Z=25) 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$  (5 electrones desapareados)

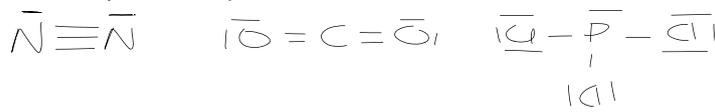
## 30. Junio 2011 GS Física y Química

**Ejercicio 4.** a) Representa la estructura de Lewis de las moléculas  $N_2$ ,  $CO_2$  y  $PCl_3$  y especifica el número de pares de electrones solitarios que hay en cada una de ellas. Números atómicos: N(7); C(6); O(8); P(15); Cl(17)

$N_2$   $n = 2 \cdot 7 = 14 e$ ;  $v = 2 \cdot 5 = 10 e$ ;  $c = n - v = 4 e$ ; 3 pares e compartidos;  $s = v - c$ ;  $s = 4 e$ ; 2 pares e sin compartir.

$CO_2$ :  $n = 3 \cdot 6 = 18 e$ ;  $v = 4 + 2 \cdot 6 = 16 e$ ;  $c = n - v = 2 e$ , 4 pares e compartidos;  $s = v - c$ ;  $s = 8 e$ , 4 pares e libres.

$\text{PCl}_3$   $n = 4 \cdot 8 = 32 e$ ;  $v = 1 \cdot 5 + 3 \cdot 7 = 26 e$ ;  $c = n - v = 6 e$ , 3 pares e compartidos (de enlace);  $s = v - c$ ;  $s = 20 e$ , 10 pares e libres (solitarios). {P central}



$\text{N}_2$  2 pares libres

$\text{CO}_2$  4 pares libres

$\text{PCl}_3$  10 pares libres

### 31. Septiembre 2011 GS Física y Química

Ejercicio 4. a) Forma las parejas (número – letra) :

1) carbono (grafito)

2) dióxido de carbono

3) cloruro de sodio

4) Plomo

A) Conduce la corriente eléctrica tanto en estado sólido como líquido

B) Sólido covalente de muy alto punto de fusión

C) Sublima a  $78^\circ\text{C}$  bajo cero y, en estado sólido sus moléculas se unen por fuerzas de Van der Waals.

D) Sustancia no conductora que se transforma en conductora al fundir.

A-4; B-1; C-2; D-3

### 32. Junio 2010 GS Física y Química

Ejercicio 4. a) ¿Cuántos protones, neutrones y electrones tienen los siguientes isótopos del hidrógeno y del carbono:  ${}_1\text{H}^2$ ;  ${}_6\text{C}^{14}$

	${}_1\text{H}^2$	${}_6\text{C}^{14}$
Protones	1	6
Neutrones	1	8
Electrones	1	6

### 33. Septiembre 2010 GS Física y Química

Cuestión 4. a) Escribe la configuración electrónica de los elementos cuyo número atómico es 12, 17 y 3. Especifica el periodo y el grupo (o columna) al que pertenecen en la tabla periódica.

(Z=3)  $1s^2 2s^1$  Grupo 1 periodo 2

(Z=12)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$  Grupo 2 periodo 3

(Z=17)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$  Grupo 17 periodo 3