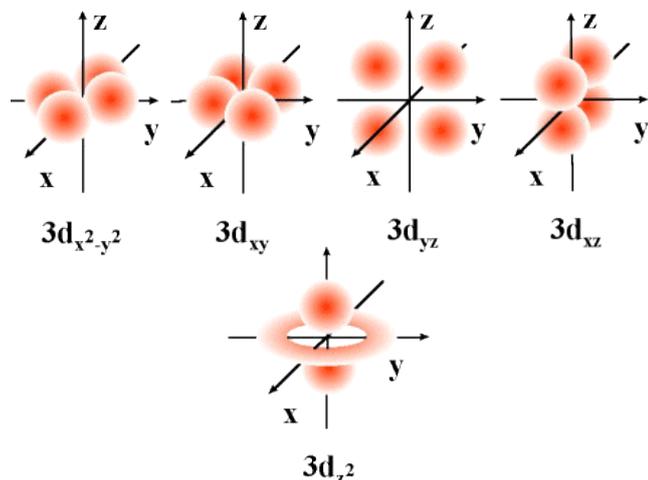


1.- (1pto) Responde a las siguientes preguntas sobre mecánica cuántica.

Explica el concepto de orbital. ¿Qué números cuánticos definen a un orbital?

De la resolución de la ecuación de onda de Schrödinger se obtiene una serie de funciones de onda para los diferentes niveles energéticos que se denominan orbitales atómicos. Estos vienen a ser zonas del espacio en las que existe una determinada probabilidad de encontrar un electrón con cierto nivel de energía.

Estos orbitales atómicos vienen definidos por tres números cuánticos: n , l y m



En el tercer subnivel tenemos 5 orbitales atómicos (para $n > 3$ $l = 2$; $m_l = -2, -1, 0, 1, 2$)

En la figura la probabilidad de la distribución se refleja en la intensidad del color rojo, que indica una mayor probabilidad de encontrar al electrón en esa región, o lo que es lo mismo una mayor densidad electrónica. con diferentes orientaciones en el espacio tal y como vemos en la figura :

Indica la diferencia entre órbita y orbital.

En las órbitas de Bohr el electrón gira en trayectorias circulares en torno al núcleo y está siempre perfectamente localizado. En la mecánica cuántica sólo podemos afirmar que existe una determinada probabilidad de encontrar al electrón en la zona del espacio próxima al núcleo correspondiente al orbital.

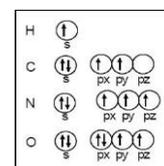
Enuncia el Principio de Exclusión de Pauli. Según el ¿Cuántos electrones puede haber en un orbital?

El Principio de Exclusión de Pauli establece que no es posible que dos electrones de un átomo tengan los cuatro números cuánticos iguales.

Los electrones están definidos por cuatro números cuánticos: n , l , m y s . Como acabamos de decir los tres primeros definen el orbital en que se encuentra el electrón. El cuarto, s , es el número conocido como spin, sólo puede tomar valores $+\frac{1}{2}$ o $-\frac{1}{2}$. Esto implica, unido al principio de exclusión, que en un mismo orbital atómico sólo puedan coexistir dos electrones con espines opuestos.

Enuncia el Principio de máxima multiplicidad de Hund.

La regla de máxima multiplicidad de Hund es un método empírico utilizado para el llenado de orbitales que tienen igual energía. La regla dice que al llenar orbitales atómicos de igual energía (los tres orbitales de tipo p, los cinco de tipo d o los siete de tipo f), se van colocando los electrones con espines paralelos (igual spin) en la medida de lo posible, de manera que los electrones se encuentren desapareados. Esto hace que la partícula analizada sea más estable (es decir, tenga menos energía) que en caso contrario.



2.- (1pto) Define unidad de masa atómica. Si la A_r del litio es 6,941 uma y a esa masa contribuyen dos isótopos de masa atómica relativa 7,016 y 6,015. Calcula el porcentaje de cada isótopo de litio en la naturaleza.

Actualmente se define la unidad de masa atómica (uma) como $\frac{1}{12}$ de la masa del isótopo del carbono $^{12}_6\text{C}$. Vale $1,66 \cdot 10^{-27}$ kg

$$\begin{cases} 6,941 = \frac{6,015 \cdot X + 7,016 \cdot Y}{100} \\ X + Y = 100 \end{cases} \quad \begin{cases} 694,1 = 6,015 \cdot (100 - Y) + 7,016 \cdot Y \\ X = 100 - Y \end{cases} \quad \begin{cases} 694,1 - 601,5 = (-6,015 + 7,016) \cdot Y \\ X = 7,49\% ; Y = 92,51\% \end{cases}$$

3.- (1pto) Escribe la configuración electrónica de los siguientes elementos, indica el periodo en el que están, si son representativos (indicando grupo), de transición o de transición interna:

$^{35}_{17}\text{Cl}$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ (Período 3, Elemento representativo, Halógeno)

$^{150}_{62}\text{Sm}$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^6$ (Período 6, Metal de transición interna)

4.- (1pto) Di si los siguientes valores para los números cuánticos de un electrón son posibles:

n	l	m	s	sí / no	EXPLICACIÓN
2	1	1	$-\frac{1}{2}$	no	n - debe ser un número natural
3	3	1	$\frac{1}{2}$	no	l - aquí sólo puede valer: 0, 1 y 2
2	1	3	$-\frac{1}{2}$	no	m - aquí sólo puede valer: -1, 0, 1
4	1	0	-1	no	s - sólo puede valer: $-\frac{1}{2}$, $\frac{1}{2}$
1	0	0	$\frac{1}{2}$	sí	

5.- (1pto) Completa la tabla:

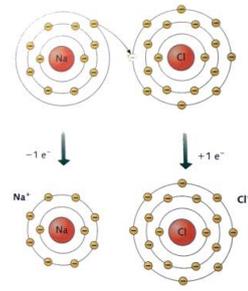
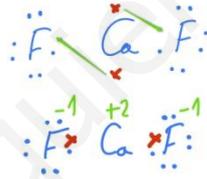
Elemento	Z	N	A	nº protones	nº electrones	Carga	tipo de ión
Iodo ${}^{127}_{53}\text{I}^{-1}$	53	74	127	53	54	-1	Anión
Cobre ${}^{64}_{29}\text{Cu}^{+1}$	29	35	64	29	28	+1	Catión
Azufre ${}^{34}_{16}\text{S}^{-2}$	16	18	34	16	18	-2	Anión
Nobelio ${}^{259}_{102}\text{No}^{+2}$	102	157	259	102	100	+2	Catión

6.- (1pto) Tenemos los siguientes datos de varios átomos:

- a) ¿Qué partículas son iones positivos? (redondea) A B C **D** E F
- b) ¿Qué partículas son iones negativos? **A** B C D E F
- c) ¿Qué partículas son isótopos del mismo elemento? A B C **D E** F
- d) ¿Qué partículas tienen el mismo número másico? A **B** C D E **F**

	protones	neutrones	electrones	A	Carga
A	32	40	34	72	-2
B	34	41	34	75	0
C	35	44	35	79	0
D	36	44	34	80	+2
E	36	45	36	81	0
F	33	42	33	75	0

7.- (1pto) Explica el enlace iónico. Indica cómo se formará el Cloruro de Sodio y el Fluoruro de Calcio. (Cl y F $7e^-$ en la última capa, Na $1e^-$, Ca $2e^-$). Propiedades de los compuestos iónicos.

Enlace iónico y formación de compuestos	El enlace iónico se basa en la transferencia de electrones de un metal a un no metal para alcanzar la configuración electrónica de un gas noble. Los iones formados se mantienen unidos por atracción electrostática.	Propiedades de las sustancias iónicas. (Justificación de esas propiedades)
 <p>El átomo de Na pierde un electrón y se forma el catión Na^+, el átomo de Cl gana un electrón y se forma el anión Cl^-. Normalmente se forman muchos de estos iones que se atraen entre sí para formar una red cristalina.</p>	<p>El átomo de calcio pierde dos electrones y se forma el catión Ca^{2+}, el átomo de flúor gana un electrón y se forma el anión F^-. Cada átomo de Ca necesita dos átomos de F, formándose así el fluoruro de calcio, cuya fórmula es CaF_2</p> 	<ol style="list-style-type: none"> Son sólidos cristalinos a temperatura ambiente. (Intensas fuerzas electrostáticas en toda la red) Tienen altos puntos de fusión y ebullición. (Intensas fuerzas electrostáticas) Son duros y resistentes al rayado. (Intensas fuerzas electrostáticas) Son frágiles y quebradizos. (Al desplazar una línea de iones se enfrentan cargas del mismo signo y se produce la ruptura) No conducen la electricidad en estado sólido. (No hay electrones libres y los iones están fijos) Conducen la electricidad si están fundidos. (Los iones se mueven libremente) Suelen ser muy solubles en agua. (Debido al momento dipolar del agua)

8.- (1pto) ¿Cuántas moléculas hay en 2 moles de agua? ¿Qué cantidad de sustancia en moles hay en 180 g de esta sustancia? Calcula la masa de 5 moles de la misma. (Datos: $M_{\text{O}}=16$, $M_{\text{H}}=1$, $N_{\text{A}}=6,022 \cdot 10^{23}$)

$N_{\text{moléculas}}=2 \cdot N_{\text{A}}=1,2044 \cdot 10^{24}$ 1,2044·10 ²⁴ moléculas de H ₂ O	$M_{\text{H}_2\text{O}}=2 \cdot 1+16=18 \text{ g/mol}$ $n=180/18=10$ moles de H ₂ O	$m=5 \text{ mol} \cdot 18 \text{ g/mol}=90 \text{ g}$ 90g de H ₂ O
---------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------	---------------------------------------------------------------------------------------------------	----------------------------------------------------------------------------------

9.- (1pto) Formulación: Nombrar(cada fallo descuenta ¼ de punto)

Nombra los siguientes compuestos.

- H₂S Sulfuro de Hidrógeno
- SrH₂ Hidruro de Estroncio
- PH₃ Fosfina /Trihidruro de Fósforo
- Hg₂O Óxido de Mercurio (I) / Óxido Mercurioso
- CO₂ Dióxido de Carbono /Anhídrido Carbónico
- H₂O₂ Peróxido de Hidrógeno /Agua Oxigenada
- I₂O₅ Óxido de Iodo (I) /Anhídrido Iódico
- CH₄ Metano /Tetrahidruro de Carbono
- Cl₂O₇ Heptaóxido de Dicloro /Anhídrido Clórico
- LiH Hidruro de Litio

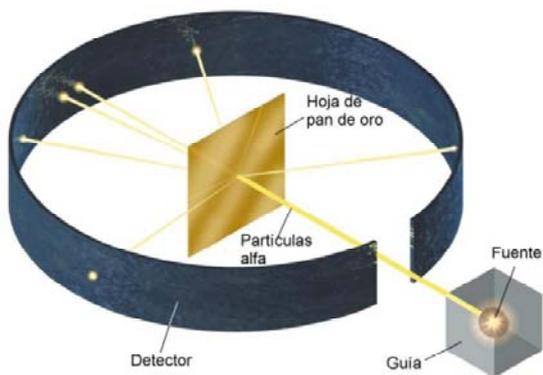
10.- (1pto) Formular(cada fallo descuenta ¼ de punto)

Formula los siguientes compuestos.

- Hidruro de Potasio KH
- Silano SiH₄
- Ácido Clorhídrico HCl en agua
- Oxido de Platino (II) PtO
- Anhídrido Brómico Br₂O₅
- Peróxido de Calcio CaO₂
- Amoníaco NH₃
- Óxido Ferroso FeO
- Óxido Férrico Fe₂O₃
- Seleniuro de Hidrógeno SeH₂

1.- (1pto) Describe el experimento y el modelo de Rutherford.

Experimento de Rutherford

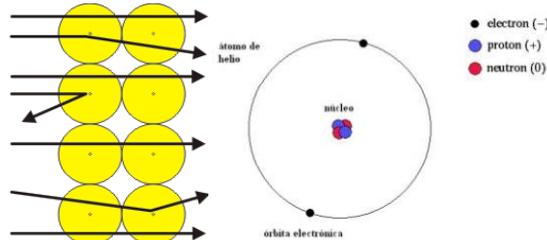


Para comprobar experimentalmente el modelo de Thomson, el neozelandés E. Rutherford realizó en 1911 una experiencia que consistía en bombardear con partículas alfa (carga positiva) una finísima lámina de oro; detrás de la lámina se colocaba una placa fotográfica para estudiar las trayectorias de las partículas. Ocurría lo siguiente:

1. La mayoría de las partículas atravesaba la lámina de oro sin desviarse.
2. Una pequeña proporción atravesaba la lámina con una ligera desviación en su trayectoria.
3. Solo una de cada 10.000 partículas rebotaba y no atravesaba la lámina.

Este experimento lleva a Rutherford a desechar el modelo de Thomson.

Modelo de Rutherford.



Introduce el modelo planetario, el átomo se divide en:

- Un núcleo central, que contiene los protones y neutrones (y por tanto allí se concentra toda la carga positiva y casi toda la masa del átomo).
- Una corteza, formada por los electrones, que giran alrededor del núcleo en órbitas circulares, de forma similar a como los planetas giran alrededor del Sol.

Según Rutherford el espacio entre núcleo y corteza está vacío. El núcleo es muy pequeño comparado con el tamaño del átomo: $R_{\text{Átomo}} \cong 10\,000 \cdot R_{\text{Núcleo}}$

Insuficiencias del modelo de Rutherford:

- 1- Según las leyes del electromagnetismo, una carga eléctrica acelerada (el electrón) emitiría energía continuamente en forma de radiación, con lo que llegaría un momento en que el electrón caería sobre el núcleo.
- 2- No explicaba los espectros atómicos.

2.- (1pto) Define masa atómica relativa. Si la A_r del cobre es 63,546 uma y a esa masa contribuyen dos isótopos de masa atómica relativa 62,9298 y 64,9278. Calcula el porcentaje de cada isótopo de los que está compuesto el cobre hoy en la naturaleza.

Actualmente se define la unidad de masa atómica (uma) como de la masa del isótopo del carbono. La masa atómica relativa de un elemento es la relación entre su masa y la unidad de masa atómica. El valor que asignamos a la masa atómica de un elemento es la media ponderada de las masas atómicas de todos sus isótopos teniendo en cuenta la abundancia relativa de cada uno de ellos.

$$\begin{cases} 63,546 = \frac{62,9298 \cdot X + 64,9278 \cdot Y}{100} \\ X + Y = 100 \end{cases} \quad \begin{cases} 6354,6 = 62,9298 \cdot (100 - Y) + 64,9278 \cdot Y \\ X = 100 - Y \end{cases} \quad \begin{cases} 6354,6 - 6292,98 = (-62,9298 + 63,9278) \cdot Y \\ X = 69,16\%; Y = 30,84\% \end{cases}$$

3.- (1pto) Escribe la configuración electrónica de los siguientes elementos, indica el periodo en el que están, si son representativos (indicando grupo), de transición o de transición interna:



4.- (1pto) Di si los siguientes valores para los números cuánticos de un electrón son posibles:

n	l	m	s	sí / no	EXPLICACIÓN
2	2	1	$-\frac{1}{2}$	no	l - aquí sólo puede valer: 0, 1
3	1	1	$\frac{1}{2}$	sí	
5	2	3	$-\frac{1}{2}$	no	m - aquí sólo puede valer: -2, -1, 0, 1, 2
4	2	2	$-\frac{1}{2}$	no	s - aquí sólo puede valer: $-\frac{1}{2}, \frac{1}{2}$
0	0	0	$\frac{1}{2}$	no	n - debe ser un número natural

5.- (1_{pto}) Completa la tabla:

Elemento	Z	N	A	nº protones	nº electrones	Carga	tipo de ión
Bromo ${}^{78}_{35}\text{Br}^{-1}$	35	43	78	35	36	-1	Anión
Plata ${}^{108}_{47}\text{Ag}^{+1}$	47	61	108	47	46	+1	Catión
Radón ${}^{222}_{86}\text{Rn}$	86	136	222	86	86	0	Neutro
Uranio ${}^{235}_{92}\text{U}^{+2}$	92	143	235	92	90	+2	Catión

6.- (1_{pto}) Tenemos los siguientes datos de varios átomos:

- a) ¿Qué partículas son iones positivos? (redondea) A B C **D** E F
- b) ¿Qué partículas son iones negativos? A B C D **E** F
- c) ¿Qué partículas son isótopos del mismo elemento? A **B** C **D** E F
- d) ¿Qué partículas tienen el mismo número másico? **A** B C D E **F**

	protones	neutrones	electrones	A	Carga
A	42	41	42	35	0
B	44	45	44	89	0
C	43	44	43	87	0
D	44	44	42	88	+2
E	40	40	42	80	-2
F	41	42	41	35	0

7.- (1_{pto}) Explica el enlace covalente. Indica usando diagramas de Lewis cómo se forman las moléculas de Flúor, Oxígeno y Nitrógeno. Propiedades de las sustancias simples covalentes.

Enlace y diagramas de Lewis.	Propiedades de las sustancias simples covalentes.
<p>Es el enlace que se da entre elementos muy electronegativos (no metales), en estos casos ninguno de los átomos tiene más posibilidades que el otro de perder o ganar los electrones. La forma de cumplir la regla de octeto es mediante la compartición de electrones entre dos átomos. Cada par de electrones que se comparten es un enlace.</p> <p>Cada átomo de flúor tiene siete electrones en su última capa. Ambos átomos comparten dos electrones. Ahora, cada átomo de flúor tiene ocho electrones.</p> <p>Flúor (7 e- última capa) $\bar{F}-\bar{F}$ Enlace simple</p> <p>Oxígeno (6 e-) $\bar{O}=\bar{O}$ Enlace doble</p> <p>Nitrógeno (5 e-) $N\equiv N$ Enlace triple</p>	<p>Hay distintos tipos con distintas propiedades:</p> <p>1.- Cristales atómicos covalentes. Propiedades en función de la estructura cristalina. Enlaces muy fuertes. Suelen ser duros, con puntos de fusión y ebullición elevados. El diamante no conduce la electricidad, pero el grafito sí (aunque no en la dirección perpendicular a los planos hexagonales).</p> <p>2.- Cristales moleculares. Sólidos blandos con puntos de fusión y ebullición bajos. No conducen la electricidad. Muy poco solubles en agua. Enlaces fuertes entre átomos, pero débiles entre moléculas (fuerzas de Van der Waals).</p> <p>3.- Moléculas covalentes. En general son sustancias gaseosas, en pocos casos líquidas con puntos de fusión y ebullición muy bajos. No conducen la electricidad. Muy poco solubles en agua. Enlaces fuertes entre átomos, pero muy débiles entre moléculas (fuerzas de Van der Waals).</p>

8.- (1_{pto}) ¿Cuántas moléculas hay en 2,5 moles de trióxido de azufre? ¿Qué cantidad de sustancia en moles hay en 160 g de esta sustancia? Calcula la masa de 5 moles de la misma. (Datos: $M_O=16$, $M_H=1$, $N_A=6,022 \cdot 10^{23}$)

$N_{\text{moléculas}} = 2,5 \cdot N_A = 1,506 \cdot 10^{24}$ $1,506 \cdot 10^{24}$ moléculas de SO_3	$M_{\text{SO}_3} = 32 + 3 \cdot 16 = 80 \text{ g/mol}$ $n = 160 / 80 = 2$ moles de SO_3	$m = 5 \text{ mol} \cdot 80 \text{ g/mol} = 400 \text{ g}$ $400 \text{ g de } \text{SO}_3$
------------------------------------------------------------------------------------------------------------------	-----------------------------------------------------------------------------------------------------	-----------------------------------------------------------------------------------------------

9.- (1_{pto}) Formulación: Nombrar (cada fallo descuenta ¼ de punto)

Nombrar los siguientes compuestos.		
1.	H_2S	Sulfuro de Hidrógeno
2.	SrH_2	Hidruro de Estroncio
3.	PH_3	Fosfina /Trihidruro de Fósforo
4.	Hg_2O	Óxido de Mercurio (I) / Óxido Mercurioso
5.	CO_2	Dióxido de Carbono /Anhídrido Carbónico
6.	H_2O_2	Peróxido de Hidrógeno /Agua Oxigenada
7.	I_2O_5	Óxido de Iodo (I) /Anhídrido Iódico
8.	CH_4	Metano /Tetrahidruro de Carbono
9.	Cl_2O_7	Heptaóxido de Dicloro /Anhídrido Clórico
10.	LiH	Hidruro de Litio

10.- (1_{pto}) Formular (cada fallo descuenta ¼ de punto)

Formular los siguientes compuestos.		
1.	Hidruro de Potasio	KH
2.	Silano	SiH_4
3.	Ácido Clorhídrico	HCl en agua
4.	Oxido de Platino (II)	PtO
5.	Anhídrido Brómico	Br_2O_5
6.	Peróxido de Calcio	CaO_2
7.	Amoníaco	NH_3
8.	Óxido Ferroso	FeO
9.	Óxido Férrico	Fe_2O_3
10.	Seleniuro de Hidrógeno	SeH_2