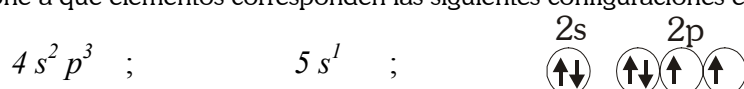


FÍSICA Y QUÍMICA 1º BACHILLERATO. SOLUCIÓN DEL EXAMEN DEL TEMA 2.**5 - 12 - 06**

1. Formule o nombre, según corresponda, los siguientes compuestos:
 Hidróxido de aluminio Clorato de potasio Anhídrido nitroso
 H_2SO_2 CoF_2 $NaHCO_3$
2. Una línea espectral de la serie de Balmer del espectro de emisión del hidrógeno corresponde a 486 nm.
 a) Explique el origen de la línea espectral según el modelo de Bóhr.
 b) Calcule razonadamente el nivel cuántico de partida del electrón.
3. a) Compare el modelo atómico de Bóhr con el modelo cuántico actual.
 b) Explique qué aportaciones relevantes hizo Mendeleiev a la clasificación periódica de los elementos químicos.
 c) ¿Qué dice la Regla de Hund?
4. a) Escriba razonadamente la configuración electrónica de: Br^- ; ${}^{57}_{27}Co^{+3}$; Ra
 b) Razone a qué elementos corresponden las siguientes configuraciones electrónicas de última capa:



5. a) Defina el concepto de energía de ionización. Razone qué elemento de los siguientes posee mayor energía de ionización: P, Si
 b) Explique, razonando los distintos valores de los números cuánticos correspondientes, cuántos orbitales son posibles en la cuarta capa de un átomo.

(Datos: $R_E = 2,172 \cdot 10^{-18} \text{ J}$; $h = 6,6 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$; $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m}\cdot\text{s}^{-1}$; $1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$)

(Puntuación: 1: 1,5 ptos (-0,5 por cada compuesto no correcto) , 2: 2 ptos, 3: 2,5 ptos, 4: 2 ptos, 5: 2 ptos)

Puede comenzar por la cuestión que desee, pero tenga en cuenta que todos los apartados de una misma cuestión deben ir juntos.

Ponga nombre a todos los folios en su parte superior y numérelos antes de entregar el examen.

SOLUCIÓN AL EXAMEN.

1. **Formule o nombre, según corresponda, los siguientes compuestos:**
Hidróxido de aluminio $Al(OH)_3$ **Clorato de potasio** $KClO_3$ **Anhídrido nitroso** N_2O_3
 H_2SO_2 : ácido hiposulfuroso; dioxosulfato(II) de hidrógeno;
 CoF_2 : difluoruro de cobalto, cloruro de cobalto(II), cloruro cobaltoso
 $NaHCO_3$: hidrógenocarbonato sódico (de sodio); hidrógenotrioxocarbonato(IV) de sodio
2. **Una línea espectral de la serie de Balmer del espectro de emisión del hidrógeno corresponde a 486 nm.**
a) Explique el origen de la línea espectral según el modelo de Bóhr.
b) Calcule razonadamente el nivel cuántico de partida del electrón.
- a) El modelo atómico de Bóhr (1913) propone que los electrones siguen órbitas en torno al núcleo en las que la energía está cuantizada (por lo tanto, no pueden estar a cualquier distancia del núcleo). Mientras el electrón se mantiene en una órbita, su energía se mantiene constante. La energía sólo cambia en las transiciones electrónicas, absorbiendo o emitiendo fotones al pasar de una capa inferior a otra más externa (absorción) o al caer desde una capa externa hasta otra más interna (emisión). La energía de los fotones es igual a la diferencia de energía entre las capas de partida (n_1) y de llegada (n_2). Los fotones emitidos, de energía (E_f), frecuencia (ν) y longitud de onda (λ) determinadas, son los que dan lugar al espectro de emisión, al desviarse al pasar por un prisma e incidir en la placa fotográfica. Las líneas que se observan en la serie de Balmer corresponden a transiciones donde la capa de llegada es la segunda ($n_2=2$) y las capas de partidas poseen $n_1 > 2$

La energía de los fotones se calcula a partir de la expresión $E_f = R_E \cdot \left(\frac{1}{n_2^2} - \frac{1}{n_1^2} \right)$

- b) Como ya se ha explicado en el apartado anterior, la serie de Balmer corresponde a la radiación emitida en transiciones electrónicas hasta la capa $n = 2$, desde niveles cuánticos (capas) superiores. Nos dan como dato el valor concreto de la longitud de onda de una de las radiaciones, $\lambda = 486 \text{ nm} = 486 \cdot 10^{-9} \text{ m} = 4,86 \cdot 10^{-7} \text{ m}$.

$$\text{Calculamos la frecuencia de la radiación a partir de la relación } \nu = \frac{c}{\lambda} = \frac{3 \cdot 10^8 \text{ ms}^{-1}}{486 \cdot 10^{-9} \text{ m}} = 6,17 \cdot 10^{14} \text{ Hz}$$

La energía de los fotones la obtenemos aplicando la expresión de Planck:

$$E_f = h \cdot \nu = 6,6 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s} \cdot 6,17 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1} = 4,072 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

Sustituimos este valor en la expresión de la energía de las líneas de la serie (Balmer, en este caso)

$$E_f = R_E \cdot \left(\frac{1}{n_2^2} - \frac{1}{n_1^2} \right) \rightarrow 4,072 \cdot 10^{-19} \text{ J} = 2,172 \cdot 10^{-18} \text{ J} \cdot \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n_1^2} \right) \rightarrow n_1 = 4$$

El nivel cuántico de partida es la cuarta capa ($n = 4$)

3. a) Compare el modelo atómico de Bóhr con el modelo cuántico actual.

Semejanzas: Tanto el modelo de Bóhr (modelo cuántico primitivo) como el modelo cuántico actual proponen que la energía del electrón en el átomo está cuantizada (no puede tener cualquier valor), y que mientras el electrón permanece en el mismo estado, su energía es constante, sólo cambia en las transiciones electrónicas, absorbiendo o emitiendo fotones.

Diferencias: El modelo de Bóhr propone órbitas, trayectorias concretas para el electrón, con posición y velocidad bien definidas. Sin embargo, a partir del descubrimiento por Heisenberg del principio de indeterminación, sabemos que no es posible conocer simultáneamente con exactitud ambas magnitudes. El modelo cuántico actual, por tanto, desecha la idea de órbita y propone la existencia de orbitales, estado permitidos para el electrón, a los que corresponde una cierta probabilidad de encontrar al electrón en una zona determinada (nube electrónica).

El modelo cuántico actual propone 4 números que caracterizan al electrón (n, l, m, s), mientras que el de Bóhr sólo propone uno, n .

b) Explique qué aportaciones relevantes hizo Mendeleiev a la clasificación periódica de los elementos químicos.

El ruso Dimitri Ivanovich Mendeleiev y el alemán Lothar Meyer llegan por separado a una clasificación parecida. A partir del orden por masas atómicas, colocan en una misma columna los elementos con propiedades parecidas, estableciendo una tabla.

Mendeleiev introdujo unas mejoras importantes en la clasificación, dando prioridad a las propiedades. Por tanto:

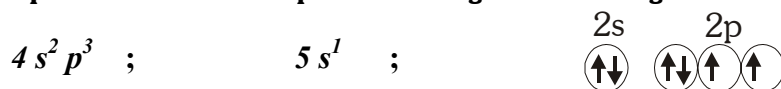
- **Cambió el orden de algunos elementos** para que se situaran en la columna que les correspondía según sus propiedades (Co-Ni) (Te-I).
- **Dejó huecos en la tabla, y predijo que esos huecos correspondían a elementos aún no descubiertos**, de los cuales calculó qué propiedades debían tener, a partir de las propiedades de los elementos adyacentes. (Tuvo la satisfacción de que, cuando aún vivía, en 1875 se descubrió el Galio, en 1879 el Escandio y en 1886 el Germanio, y sus propiedades coincidían plenamente con las predichas por Mendeleiev.)

c) ¿Qué dice la Regla de Hund?

- Los electrones se distribuyen en el átomo de menor a mayor energía. Primero se ocupan los orbitales más cercanos al núcleo.
- Dentro de una misma subcapa, los electrones comienzan a colocarse uno en cada orbital (electrones desapareados). Cuando ya no quedan más orbitales libres, rellenan los que tenían un electrón (se habla entonces de electrones apareados)

4. a) Escriba razonadamente la configuración electrónica de: Br^- ; ${}_{27}^{57}\text{Co}^{+3}$; Ra

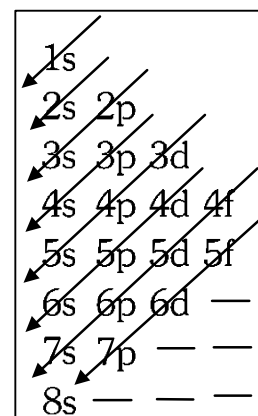
b) Razone a qué elementos corresponden las siguientes configuraciones electrónicas de última capa:



- a) 1) Br^- : Periodo 4º de la tabla periódica \rightarrow capa más externa: $n = 4$.

Grupo 17 \rightarrow sus últimos electrones se colocarán en subniveles p, y tendrá 5 electrones en este subnivel) Su última capa será $4s^2 p^5$. El Br^- , anión, tendrá un electrón más. La configuración electrónica completa, siguiendo la regla de Möller: $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 d^{10} 4s^2 p^6$

- 2) ${}_{27}^{57}\text{Co}^{+3}$: $Z = 27$. Un átomo neutro de cobalto posee 27 electrones. Teniendo en cuenta la carga del catión, este átomo poseerá 3 electrones menos, 24.
Su configuración electrónica, aplicando la regla de Möller (llenado de orbitales de menor a mayor energía): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^4$
- 3) Ra : Periodo 7º → capa más externa $n = 7$. Grupo 2 → sus últimos electrones se colocarán en el subnivel s, y tendrá 2 electrones en ese subnivel. Su última capa será $7s^2$.
La configuración electrónica completa, siguiendo la regla de Möller y agrupando:
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 4d^{10} 5s^2 4f^{14} 5p^6 5d^{10} 6s^2 5f^{14} 6p^6 7s^2$
- b) 1) $4s^2 3p^3$: La capa más externa de un átomo de este elemento es la cuarta → se encuentra en el 4º periodo.
El último subnivel en el que tiene electrones es el p, con 3 e^- → grupo 15.
El elemento es el Arsénico (As)
- 2) $5s^1$: La capa más externa de un átomo de este elemento es la quinta → se encuentra en el 5º periodo.
El último subnivel en el que tiene electrones es el s, con 1 e^- → grupo 1.
El elemento es el Rubidio (Rb)
- 3) Esta representación simbólica de orbitales corresponde a una estructura electrónica de última capa $2s^2 2p^4$:
La capa más externa de un átomo de este elemento es la segunda → se encuentra en el 2º periodo.
El último subnivel en el que tiene electrones es el p, con 4 e^- → grupo 16.
El elemento es el Oxígeno (O)



5. a) **Defina el concepto de energía de ionización. Razone qué elemento de los siguientes posee mayor energía de ionización: P, Si**
- b) **Explique, razonando los distintos valores de los números cuánticos correspondientes, cuántos orbitales son posibles en la cuarta capa de un átomo.**

a) Energía de ionización de un elemento (E.I.): Es la energía que hay que suministrar a un átomo del elemento en estado gaseoso para arrancar su electrón más externo (de su última capa).

Ambos elementos, P y Si, se encuentran en el periodo 3 de la tabla periódica, por lo que tienen el mismo número de capas electrónicas. Ahora bien, el fósforo (grupo 15) se encuentra más a la derecha que el silicio (grupo 14), por lo que tendrá más protones en el núcleo, lo que hará que la atracción que sufran los electrones más externos sea mayor. Por o tanto, se necesitará mayor energía para arrancar en electrón externo al fósforo que al silicio.

Consecuencia: La energía de ionización del Fósforo es mayor que la del Silicio.

b) Los números cuánticos n (principal), l (secundario), m (magnético), caracterizan a cada orbital atómico (estado permitido para el electrón en el átomo). Los valores posibles de l (el número de subcapas) dependen del valor de n , de la capa que estemos estudiando, y el número de orbitales diferentes dentro de una subcapa dependen del valor de l . Para la cuarta capa, esta sería la distribución de orbitales.

n Capa	l (l= 0...n-1) subcapa	m (m= -l +l) orbital
4	0 (s)	0 1 orbital
	1 (p)	-1, 0, 1 3 orbitales
	2 (d)	-2, -1, 0, 1, 2 5 orbitales
	3 (f)	-3, -2, -1, 0, 1, 2, 3 7 orbitales
		TOTAL: 16 orbitales

(Esto ya no lo pide la cuestión: dentro de cada orbital tendremos dos valores posibles del número cuántico s (o m_s). En cada orbital tendremos dos electrones como máximo, 32 electrones como máximo en la cuarta capa)