

QUÍMICA 2º BACHILLERATO EXAMEN GLOBAL TEMA 2 26/11/2009

1.- Escribe los símbolos de los elementos de los grupos 1, 2, 13, 14, 15, 16 Y 17: Es fundamental conocer la posición de los elementos s y p para saber sus niveles electrónicos y sus electrones de valencia

2.- Calcula la diferencia de energía, en eV, entre los subniveles 1s y 2p del átomo de cobre, sabiendo que la longitud de onda de la radiación emitida cuando el electrón salta de uno a otro es 1,54 Å.

Datos:

Constante de Planck = $6,62 \cdot 10^{-27}$ erg.s; carga del electrón = $1,6 \cdot 10^{-19}$ C; $1 \text{ m} = 10^{10} \text{ Å}$; $c = 3 \cdot 10^8$ m/s

Expresando los valores en unidades del S.I.

$$h = 6,6252 \cdot 10^{-27} \text{ g} \cdot \frac{\text{cm}^2}{\text{s}^2} \cdot \text{s} \times \frac{1 \text{ m}^2}{10^4 \text{ cm}^2} \times \frac{1 \text{ kg}}{10^3 \text{ g}} = 6,6252 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$$

$$1,54 \text{ Å} = 1,54 \cdot 10^{-10} \text{ m}$$

Y teniendo en cuenta las expresiones $\Delta E = h \cdot \nu$ y $\lambda \cdot \nu = c$

$$\nu = \frac{3 \cdot 10^8}{1,54 \cdot 10^{-10}} = 1,95 \cdot 10^{18} \text{ s}^{-1}$$

$$\Delta E = 6,6252 \cdot 10^{-34} \cdot 1,95 \cdot 10^{18} = 1,29 \cdot 10^{-15} \text{ J}$$

Expresando la diferencia energética en eV:

$$1,29 \cdot 10^{-15} \text{ J} = 1,29 \cdot 10^{-15} \text{ C} \cdot \text{V} \times \frac{1 \text{ e}}{1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}} = 8,06 \cdot 10^3 \text{ eV}$$

3.- Señala el nivel y subnivel de los electrones cuyos números cuánticos son:

(2, 0, 0, -1/2) :	2s
(3, 1, -1, 1/2) :	3p
(1, 1, 0, 1/2) :	No es posible, para $n = 1$, l sólo toma el valor 0
(4, 0, 1 -1/2) :	No es posible, para $l = 0$, m_l sólo toma el valor 0

4.- Escribe la configuración electrónica del estado fundamental de los iones siguientes: N^{3-} , Mg^{2+} , Cl^- y K^+ . ¿Cuáles de ellos son isoelectrónicos?. ¿Cuál tiene mayor radio?. ¿Y menor?. Explica las respuestas.

Ver explicación en control 2-1 corregido

N^{3-} tiene $Z = 7$ pero tiene 10 electrones $1s^2 2s^2 2p^6$

Mg^{2+} tiene $Z = 12$ pero tiene 10 electrones $1s^2 2s^2 2p^6$

Cl^- tiene $Z = 17$ pero tiene 18 electrones $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

K^+ tiene $Z = 19$ pero tiene 18 electrones $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

Especies isoelectrónicas son aquellas que tienen el mismo número de electrones (N^{3-} y Mg^{2+} / Cl^- y K^+)

El radio atómico depende del número de niveles electrónicos (a más niveles, mayor n de la Tabla, mayor tamaño). Dentro de un mismo nivel (periodo de la Tabla) al avanzar hacia la derecha aumenta la carga nuclear (Z) con lo que se atrae con mayor fuerza a los electrones provocando una pequeña disminución de tamaño.

Con respecto a los átomos correspondientes, los cationes experimentan una gran disminución de tamaño debido a la atracción de la carga sin compensar y debido a que, en la mayoría de los casos, la pérdida de electrones va acompañada de pérdida de niveles. Los aniones experimentan un aumento de volumen respecto a su átomo debido a la repulsión que supone el exceso de carga negativa.

Por dichas razones el de mayor tamaño es el Cl^- (tres niveles y anión) y el de menor tamaño es el Mg^{2+} (dos niveles y cation +2).

5.- Explica el concepto de energía de ionización (primera) y su variación periódica.

Ver apuntes básicos tema 2

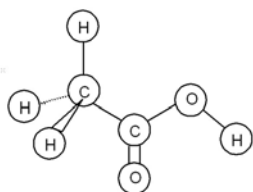
6.- Define la electronegatividad y señala de qué factores depende. Ordena los siguientes elementos de mayor a menor electronegatividad: oxígeno, flúor, sodio, nitrógeno, bromo, aluminio, carbono e hidrógeno.

Ver apuntes básicos tema 2

Es importante tener en cuenta el efecto inductivo por el que la electronegatividad de un átomo en un enlace puede aumentar por influencia de otros átomos electronegativos enlazados a él.

7.- ¿Es lo mismo valencia que número de oxidación? (explica la respuesta con un ejemplo).

No. La valencia es el número de electrones que un átomo comparte. Así la valencia de los átomos de carbono en un compuesto orgánico siempre es cuatro. El número de oxidación requiere desplazamiento electrónico en el enlace, esto es, polaridad. Un C unido al H experimenta un desplazamiento negativo del par compartido (-1); pero si enlaza con el Cl experimenta un desplazamiento positivo del par compartido (el Cl es más electronegativo que el C: +1). Igualmente el enlace C - C (entre átomos iguales) no experimenta polaridad y supone un número de oxidación 0 para el mismo. El número de oxidación total del C dependerá de los átomos que enlacen con el mismo:



El dibujo de la izquierda representa la molécula del ácido acético. El C unido a los tres hidrógenos y a un carbono tiene un número de oxidación de $-1 -1 -1 +0 = -3$. El otro carbono unido a un carbono, a un O con simple enlace y a otro O con doble enlace tiene un número de oxidación de $0 +1 +2 = +3$.

8.- Un recipiente de 5'00 L cerrado contiene 250 mL de disolución de ácido sulfúrico (H_2SO_4) 0'500 M. Se añaden 2'60 g de aluminio y se produce una reacción en la que se obtiene sulfato de aluminio $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ en disolución y se desprende gas hidrógeno. Determina la presión final del hidrógeno si se mantiene la temperatura a 25 °C. Datos masas atómicas (en g/mol): Al (28'98)

Se trata de la reacción de las sustancias de una mezcla. En principio no conocemos el reactivo limitante por lo que es aconsejable realizar el problema mediante un cuadro donde se reflejen los moles iniciales de cada sustancia.

Moles iniciales de H_2SO_4 : los existentes en 250 mL de disolución 0'500 M $n = M \cdot V = 0'500 \cdot 0'250 = 0'125$ moles
Es aconsejable usar factores de conversión para estos cálculos:

$$250 \text{ mL disolución} \times \frac{0'500 \text{ moles } \text{H}_2\text{SO}_4}{1000 \text{ mL disolución}} = 0'125 \text{ moles } \text{H}_2\text{SO}_4$$

$$\text{Moles iniciales de Aluminio: } 2'60 \text{ g Al} \times \frac{1'00 \text{ mol Al}}{28'98 \text{ g Al}} = 0'0897 \text{ moles Al}$$

Por tanto se puede plantear el siguiente cuadro:

Ecuación ajustada:	2 Al	+	3 H ₂ SO ₄	→	Al ₂ (SO ₄) ₃	+	3 H ₂
Moles iniciales:	0'0897		0'125		0		0
Proceso reacción:	2x		3x		x		3x
En cualquier momento:	0'0897 - 2x		0'125 - 3x		0 + x		0+3x

Para determinar el reactivo limitante debemos tener en cuenta que la reacción finaliza cuando se acaba ese reactivo, es decir cuando $0'0897 - 2x = 0$ ó $0'125 - 3x = 0$. Debemos elegir el menor de los valores de x puesto que no puede resultar una cantidad negativa. La primera ecuación nos da $x = 0'0448$ moles y la segunda $x = 0'0417$ moles. Por tanto, el reactivo limitante es el ácido sulfúrico.

La cantidad de H₂ obtenida al final es $3x = 0'125$ moles H₂ que a 25 °C y en un volumen de 5'00 - 0'250 litros (el recipiente de 5'00 L contiene 250 mL de disolución que no pueden ser ocupados por el gas) tendrá una presión de:

$$P \cdot 4'75 = 0'125 \cdot 0'082 \cdot 298 \Rightarrow P_{H_2} = 0'643 \text{ atm}$$