



UNIVERSIDAD DE CANTABRIA

PRUEBAS DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD

LOE – JUNIO 2014

QUÍMICA

INDICACIONES

Debe elegir una opción completa de problemas.

OPCIÓN DE EXAMEN Nº 1

1. [2 PUNTOS] Dado el elemento X de número atómico 19:
- Escribe su configuración electrónica.
 - Indica a qué grupo y período pertenece.
 - ¿Cuáles son los valores posibles que pueden tomar los números cuánticos de su electrón más externo?
 - Escribe la configuración electrónica de otro elemento Y, de su mismo período, con el que forme un compuesto XY mediante enlace iónico.
2. [2 PUNTOS] Considera la reacción química siguiente: $2 \text{Cl} (\text{g}) \longrightarrow \text{Cl}_2 (\text{g})$. Contesta razonadamente:
- ¿Qué signo tiene la variación de entalpía de dicha reacción?
 - ¿Qué signo tiene la variación de entropía de esta reacción?
 - ¿La reacción será espontánea a temperaturas altas o bajas?
 - ¿Cuánto vale ΔH de la reacción, si la energía de enlace Cl – Cl es $243 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$?
3. [2 PUNTOS] Se introducen 2 moles de COBr_2 en un recipiente de 2 L y se calienta hasta $73 \text{ }^\circ\text{C}$. El valor de la constante de equilibrio K_c , a esa temperatura, para el equilibrio $\text{COBr}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO} (\text{g}) + \text{Br}_2 (\text{g})$ es 0,09.
- Calcula el número de moles de las tres sustancias en el equilibrio.
 - Calcula en dichas condiciones la presión total del sistema.
 - Calcula en dichas condiciones el valor de la constante K_p .
 - Si se introduce un mol más de COBr_2 , y se espera a que se alcance de nuevo el equilibrio, cuál será el valor de K_c y razona si aumentará o disminuirá la nueva presión total.
- DATO: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.
4. [2 PUNTOS] Dada la reacción:
- $$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$$
- Ajústala mediante el método del ión–electrón.
 - Indica la especie química que se reduce y la que se oxida.
 - Si quisiera construir una pila con esta reacción, indica la semirreacción que tiene lugar en el ánodo y la que ocurre en el cátodo.
 - Calcula el potencial normal de la pila formada por estos dos electrodos.
- DATOS: $E^\circ(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} / \text{Cr}^{3+}) = 1,33 \text{ V}$; $E^\circ(\text{I}_2 / \text{I}^-) = 0,54 \text{ V}$.
5. [2 PUNTOS] Nombra y formula, según corresponda, las siguientes parejas de moléculas orgánicas, indica si son isómeros y el nombre de su grupo funcional.
- $\text{CH}_3\text{--CO--CH}_2\text{--CH}_3$ y butanal.
 - $\text{CH}_3\text{--CH}_2\text{--CH}_2\text{--CH}_2\text{OH}$ y 2–metil–2–propanol.
 - $\text{CH}_3\text{--CH}_2\text{--COOH}$ y ácido 3–pentenoico.
 - $\text{CH}_3\text{--CH}_2\text{--CH}_2\text{--NH--CH}_3$ y fenilamina.

OPCIÓN DE EXAMEN Nº 2

1. [2 PUNTOS] Explica qué tipo de fuerzas de atracción y/o enlace químico debe vencerse para llevar a cabo los siguientes procesos:

- Fundir bromuro de calcio, $\text{CaBr}_2(\text{s})$.
- Hervir agua, $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$.
- Evaporar oxígeno, $\text{O}_2(\text{l})$.
- Fundir cesio, $\text{Cs}(\text{s})$.

2. [2 PUNTOS] Sabiendo que la temperatura de ebullición de un líquido es la temperatura a la que el líquido puro y el gas puro se encuentran en equilibrio a 1 atm de presión, y la $\Delta G = 0$. Considera el siguiente proceso:



- Calcula ΔH° a 25 °C. y da una explicación relativa al signo obtenido.
- Calcula ΔS° y relaciónalo con la variación del orden en el proceso.
- Calcula ΔG° e indica si el proceso es espontáneo a dicha temperatura.
- Determina la temperatura de ebullición del Br_2 , suponiendo que ΔH° y ΔS° no varían con la temperatura.

DATOS: $\Delta H^\circ_f[\text{Br}_2(\text{g})] = 30,91 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\Delta H^\circ_f[\text{Br}_2(\text{l})] = 0$;
 $S^\circ[\text{Br}_2(\text{g})] = 245,4 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$; $S^\circ[\text{Br}_2(\text{l})] = 152,2 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

3. [2 PUNTOS] Para la reacción en fase gaseosa ideal: $\text{A} + \text{B} \longrightarrow \text{C} + \text{D}$ cuya ecuación cinética o de velocidad es $v = k \cdot [\text{A}]$, indica razonadamente como varía la velocidad de reacción:

- Al disminuir el volumen del sistema a la mitad.
- Al variar las concentraciones de los reactivos, sin modificar el volumen del sistema.
- Al utilizar un catalizador y/o al aumentar la temperatura.
- Indica el orden total de la reacción.

4. [2 PUNTOS] El pH de una disolución de ácido acético, $\text{CH}_3 - \text{COOH}$, es 2,9. Calcula:

- La concentración de ácido acético en la disolución.
- El grado de disociación del ácido acético en dicha disolución.
- Razona como varía el pH si se adiciona acetato sódico a la disolución.
- Determina el valor de la K_b de su base conjugada.

DATO: $k_a(\text{CH}_3 - \text{COOH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

5. [2 PUNTOS] El hidróxido de magnesio es poco soluble en agua ($K_{ps} = 1,8 \times 10^{-11}$).

- Formula el equilibrio de disolución del hidróxido de magnesio y escribe la expresión para K_{ps} .
- Calcula la solubilidad del hidróxido en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
- Razona cómo afectaría a la solubilidad la adición de ácido clorhídrico.
- Razona cómo afectaría a la solubilidad la adición de cloruro de magnesio.