



INSTRUCCIONES GENERALES Y VALORACIÓN

La prueba consta de dos partes. En la **primera parte** se propone un conjunto de cinco cuestiones de las que el alumno resolverá únicamente tres. La **segunda parte** consiste en dos opciones de problemas, A y B. Cada una de ellas consta de dos problemas; el alumno podrá optar por una de las opciones y resolver los dos problemas planteados en ella, sin que pueda elegir un problema de cada opción. Cada cuestión o problema puntuará sobre un máximo de dos puntos. No se contestará ninguna pregunta en este impreso.

TIEMPO: una hora y treinta minutos

PRIMERA PARTE

Cuestión 1.– A las siguientes especies: X^- , Y y Z^+ , les corresponden los números atómicos 17, 18 y 19, respectivamente.

- Escriba la configuración electrónica de cada una de ellas.
- Ordene razonadamente, de menor a mayor, las diferentes especies según su tamaño y su energía de ionización.
- ¿Qué especies son X^- e Y ?
- ¿Qué tipo de enlace presenta ZX ? Describa brevemente las características de este enlace.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

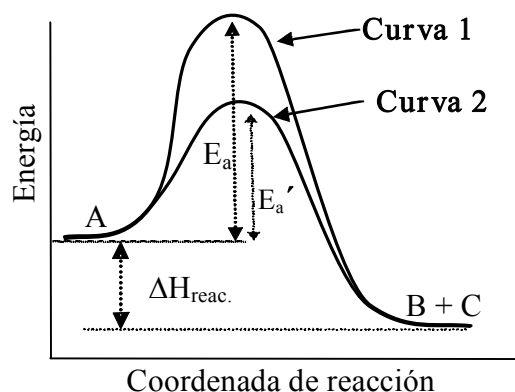
Cuestión 2.– Dadas las siguientes moléculas: CH_4 , NH_3 , SH_2 , BH_3 .

- Justifique sus geometrías moleculares en función de la hibridación del átomo central.
- Razone qué moléculas serán polares y cuáles apolares.
- ¿De qué tipo serán las fuerzas intermoleculares en el CH_4 ?
- Indique, razonadamente, por qué el NH_3 es el compuesto que tiene mayor temperatura de ebullición.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Cuestión 3.– Considerando el diagrama de energía que se muestra, para la reacción $A \rightarrow B + C$, conteste razonadamente a las siguientes preguntas:

- ¿Cuál puede ser la causa de la diferencia entre la curva 1 y la 2?
- ¿Para cuál de las dos curvas la reacción transcurre a mayor velocidad?
- ¿Qué les sucederá a las constantes de velocidad de reacción si se aumenta la temperatura?
- ¿La reacción es exotérmica o endotérmica?



Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

SEGUNDA PARTE

OPCIÓN A

Problema 1.– Para la reacción de hidrogenación del eteno ($\text{CH}_2=\text{CH}_2$), determine:

- La entalpía de reacción a 298 K.
- El cambio de energía Gibbs de reacción a 298 K.
- El cambio de entropía de reacción a 298 K.
- El intervalo de temperaturas para el que dicha reacción no es espontánea.

Datos a 298 K	$\text{CH}_2=\text{CH}_2$	CH_3-CH_3
$\Delta H_f^\circ / \text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$	52,3	-84,7
$\Delta G_f^\circ / \text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$	68,1	-32,9

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Problema 2.– Una disolución acuosa de amoníaco de uso doméstico tiene una densidad de $0,962 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$ y una concentración del 6,5 % en peso. Determine:

- La concentración molar de amoníaco en dicha disolución.
- El pH de la disolución.
- El pH de la disolución resultante al diluir 10 veces.

Datos. Masas atómicas: N = 14, H = 1; $K_b(\text{amoníaco}) = 1,8\cdot 10^{-5}$.

Puntuación máxima por apartado: a) 0,5 puntos, b) y c) 0,75 puntos.

OPCIÓN B

Problema 1.– El valor de la constante de equilibrio a 700 K para la reacción $2\text{HI}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g})$ es 0,0183. Si se introducen 3,0 moles de HI en un recipiente de 5 L que estaba vacío y se deja alcanzar el equilibrio:

- ¿Cuántos moles de I_2 se forman?
- ¿Cuál es la presión total?
- ¿Cuál será la concentración de HI en el equilibrio si a la misma temperatura se aumenta el volumen al doble?

Datos. $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Puntuación máxima por apartado: a) 1 punto, b) y c) 0,5 puntos.

Problema 2.– El ácido clorhídrico se obtiene industrialmente calentando cloruro de sodio con ácido sulfúrico concentrado.

- Formule y ajuste la reacción que tiene lugar.
- ¿Cuántos kilogramos de ácido sulfúrico de una concentración del 90 % en peso se necesitará para producir 100 kg de ácido clorhídrico concentrado al 35 % en peso?
- ¿Cuántos kilogramos de cloruro de sodio se emplean por cada tonelada de sulfato de sodio obtenido como subproducto?

Datos. Masas atómicas: H = 1, O = 16; Na = 23; S = 32; Cl = 35,5.

Puntuación máxima por apartado: a) 0,5 puntos, b) y c) 0,75 puntos.

QUÍMICA

CRITERIOS ESPECÍFICOS DE CORRECCIÓN

Cada cuestión se podrá calificar con un máximo de 2 puntos; por ello, la máxima puntuación que se podrá alcanzar en la PRIMERA PARTE será de 6 puntos. Cada problema se podrá calificar igualmente con un máximo de dos puntos, por lo que la SEGUNDA PARTE podrá tener una puntuación máxima de 4 puntos.

Si se han contestado más de tres cuestiones, únicamente deberán corregirse las tres que se encuentren en primer lugar.

Si se resuelven problemas de más de una opción, únicamente se corregirán los de la opción a la que corresponda el problema resuelto en primer lugar.

Se tendrá en cuenta en la calificación de la prueba:

- 1.– Claridad de comprensión y exposición de conceptos.
- 2.– Uso correcto de formulación, nomenclatura y lenguaje químico.
- 3.– Capacidad de análisis y relación.
- 4.– Desarrollo de la resolución de forma coherente y uso correcto de unidades.
- 5.– Aplicación y exposición correcta de conceptos en el planteamiento de los problemas.

Distribución de puntuaciones máximas para este ejercicio:

CUESTIONES

- Cuestión 1.– 0,5 puntos cada uno de los apartados.
Cuestión 2.– 0,5 puntos cada uno de los apartados.
Cuestión 3.– 0,5 puntos cada uno de los apartados
Cuestión 4.– 0,5 puntos cada uno de los apartados.
Cuestión 5.– 0,5 puntos apartado a) y 0,75 puntos apartados b) y c).

PROBLEMAS

Opción A

- Problema 1.– 0,5 puntos cada uno de los apartados.
Problema 2.– 0,5 puntos apartado a) y 0,75 puntos apartados b) y c).

Opción B

- Problema 1.– 1 punto apartado a) y 0,5 puntos apartados b) y c).
Problema 2.– 0,5 puntos apartado a) y 0,75 puntos apartados b) y c).