



2023 OLIMPIADA DE QUÍMICA FASE DEL DISTRITO DE GRANADA EXAMEN DE CUESTIONES 09-03-2023

Esta prueba consta de 10 preguntas tipo test y 4 cuestiones cortas. El tiempo para la realización es de una hora. Las preguntas tipo test serán puntuadas con 1 punto por acierto, -0,5 puntos por fallo y 0 puntos si no se contesta. Cada pregunta tipo cuestión corta será puntuada con 2,5 puntos.

Apellidos y Nombre

Centro de procedencia

Preguntas tipo test:

- ¿Cuál es el número total de electrones necesario para ocupar al completo todos los orbitales atómicos correspondientes al número cuántico $n = 4$?
 - 10
 - 18
 - 32
 - 60
- ¿Cuál de las configuraciones electrónicas que se indican corresponden a un elemento del grupo 15?
 - $[\text{He}] 2s^2 2p^4$
 - $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^3$
 - $[\text{Xe}] 4f^{14} 6s^2$
 - $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^5$
- ¿Qué porcentaje de agua contiene el sulfato de cobre(II) pentahidratado ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$)?
Masas atómicas relativas: O = 16; Cu = 63,5; S = 32; H = 1.
 - 5%
 - 14%
 - 31%
 - 36%

4. ¿En cuál de las siguientes moléculas el átomo central contiene un par de electrones no compartidos?
- Tricloruro de boro
 - Hexacloruro de azufre
 - Tricloruro de nitrógeno
 - Cloruro de berilio
5. ¿Qué condiciones de las magnitudes termodinámicas han de cumplirse para que una reacción química sea espontánea a cualquier temperatura?
- $\Delta H < 0$ y $\Delta S > 0$
 - $\Delta H > 0$ y $\Delta S > 0$
 - $\Delta H = 0$ y $\Delta S = 0$
 - $\Delta H < 0$ y $\Delta S < 0$
6. ¿Cuál es la molaridad del ion sulfato en una disolución preparada disolviendo 20 g de sulfato de aluminio en 1,00 L de disolución? Masas atómicas relativas: S = 32; O = 16; Al = 27
- $5,85 \cdot 10^{-2}$ M
 - $1,75 \cdot 10^{-1}$ M
 - $1,17 \cdot 10^{-1}$ M
 - $5,85 \cdot 10^{-1}$ M
7. ¿Cuál de los siguientes elementos tiene la segunda energía de ionización más baja?
- Litio.
 - Berilio.
 - Sodio.
 - Magnesio.
8. Para la reacción $2 A + B \rightarrow C$, se encuentra que la ecuación de ley de velocidad es $v = k [A][B]$. Por tanto, para esta reacción, se puede afirmar que:
- Las unidades de k son s^{-2} .
 - El orden global de reacción es 3.
 - La velocidad es inversamente proporcional a las concentraciones de ambos reactivos.
 - La velocidad de formación de C es la mitad de la velocidad de desaparición de A.
9. ¿Por qué el punto de ebullición del agua es más alto que el del cloruro de hidrógeno?
- Porque la masa molar del agua es menor que la del cloruro de hidrógeno.
 - Porque entre las moléculas de agua se establecen fuerzas intermoleculares menores que las que se establecen entre las moléculas de cloruro de hidrógeno.

- c) Porque la molécula de agua tiene más enlaces covalentes que la molécula de cloruro de hidrógeno.
- d) Porque entre las moléculas de agua se establecen fuerzas intermoleculares mayores que las que se establecen entre las moléculas de cloruro de hidrógeno.

10. ¿Para cuál de las siguientes reacciones K_p será mayor que K_c a 25° C?

- a) $2 \text{NO}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4 (\text{g})$
- b) $\text{H}_2 (\text{g}) + \text{F}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{HF} (\text{g})$
- c) $\text{CO}_2 (\text{g}) + \text{C} (\text{s}) \rightleftharpoons 2 \text{CO} (\text{g})$
- d) $\text{O}_3 (\text{g}) + \text{NO} (\text{g}) \rightleftharpoons \text{NO}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g})$

Cuestiones:

1. Contesta las siguientes cuestiones:

- a) ¿Cuál es la configuración electrónica del ion Cr^{3+} ?
- b) Justifica si los iones Fe^{2+} y Fe^{3+} son isoelectrónicos e indica sus configuraciones electrónicas.
- c) Razona qué tipo de enlace habría entre el elemento A ($Z = 12$) y el B ($Z = 9$)

2. Determina, a partir de los datos que se dan en la tabla y mediante el ciclo de Born-Haber, la energía reticular de la sal NaBr. Datos en kJ/mol:

$\Delta H_{\text{Sublimación Na(s)}}$	+107,3	$\Delta H_{\text{Disociación Br}_2 (\text{g})}$	+ 193,0
$1^\circ \text{P}_{\text{ionización Na (g)}}$	+ 495,8	A.E. del Br	- 324,6
$\Delta H_{\text{Vaporización Br}_2(\text{l})}$	+30,7	$\Delta H_{\text{formación NaBr (s)}}$	- 361,4

3. La siguiente reacción, no ajustada: $\text{CH}_3\text{OH}(\text{l}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{CO}_2(\text{g})$ es exotérmica.

- a) Escriba la expresión para la constante de equilibrio K_p .
- b) Razone cómo afecta al equilibrio un aumento de temperatura.
- c) Razone cómo afecta a la cantidad de CO_2 desprendida un aumento de la cantidad de CH_3OH .

4. En el Sistema Periódico de los elementos F, Cl, Br y I se encuentran en el mismo Grupo y en orden creciente de su número atómico.

- a) Asigne a cada uno de los elementos la energía de ionización que le corresponde de entre las siguientes: 10,4; 11,8; 13,1 y 17,4 eV.
- b) Sin tener en cuenta el F, asigna a los otros tres elementos la afinidad electrónica que le corresponde de entre las siguientes: -295; -325 y -349 kJ/mol.
- c) Asigne el valor del punto de ebullición a los correspondientes hidruros (HF, HCl, HBr y HI) de entre los valores: -85° C; -67° C; -35,5° C y 19,5° C.



2023 OLIMPIADA DE QUÍMICA FASE DEL DISTRITO DE GRANADA EXAMEN DE PROBLEMAS 09-03-2023

Esta prueba consta de 3 problemas. El tiempo para la realización de la misma es de una hora. Cada problema será puntuado entre cero y diez puntos.

Problema 1 (Termoquímica). El hidrogenocarbonato de sodio (NaHCO_3) es un compuesto sólido de color blanco que se usa principalmente en alimentación, concretamente en repostería, ya que al descomponerse térmicamente da lugar a dióxido de carbono (gas) que forma pequeñas burbujas que ayudan a elevar la masa (de pan, bizcochos, etc.), dando mayor volumen. Teniendo en cuenta la reacción de descomposición del NaHCO_3 y los datos termodinámicos de la tabla, calcular:

- a) El calor de reacción en condiciones estándar.
- b) El valor de la temperatura a partir del cual la reacción es espontánea.

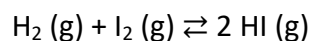
Datos:



Datos termodinámicos:

Compuesto	ΔH_f° (kJ/mol)	S° (J/mol·K)
$\text{NaHCO}_3 (\text{s})$	- 947,7	102,1
$\text{Na}_2\text{CO}_3 (\text{s})$	- 1131,0	136,0
$\text{CO}_2 (\text{g})$	- 393,5	213,6
$\text{H}_2\text{O} (\text{g})$	- 241,8	188,7

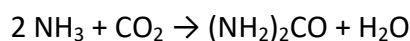
Problema 2 (Equilibrio). El valor de la constante de equilibrio K_C para la reacción en fase gaseosa:



es de 55,3 a 700 K.

- ¿Hacia dónde se desplazará el equilibrio si en un recipiente cerrado, a la temperatura de 700 K, se mezclan las tres sustancias a las presiones parciales iniciales de $P_{\text{HI}} = 0,70 \text{ atm}$, $P_{\text{H}_2} = 0,02 \text{ atm}$ y $P_{\text{I}_2} = 0,02 \text{ atm}$?
- Calcular las presiones parciales en el equilibrio.

Problema 3 (Reactivo limitante). La urea, $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$, se prepara por la reacción del amoníaco, NH_3 , con dióxido de carbono, CO_2 , mediante la siguiente reacción:



En un determinado proceso se hacen reaccionar 637,2 g de NH_3 con 1142 g de CO_2 .

- ¿Cuál es el reactivo limitante y qué masa de urea se obtiene?
- ¿Qué masa del reactivo en exceso quedará sin reaccionar al final?

Datos. *Masas atómicas relativas:* N = 14; H = 1; C = 12; O = 16