



**Pruebas de acceso a enseñanzas
universitarias oficiales de grado**
Castilla y León

QUÍMICA

EJERCICIO

Nº Páginas: 3

OPTATIVIDAD: EL ALUMNO DEBERÁ ESCOGER UNA DE LAS DOS OPCIONES Y DESARROLLAR LAS PREGUNTAS DE LA MISMA.

CRITERIOS GENERALES DE EVALUACIÓN

El alumno deberá contestar a uno de los dos bloques A o B con sus problemas y cuestiones. Cada bloque consta de cinco preguntas. Cada una de las preguntas puntuará como máximo dos puntos.

La calificación máxima (entre paréntesis al final de cada pregunta) la alcanzarán aquellos ejercicios que, además de bien resueltos, estén bien explicados y argumentados, cuidando la sintaxis y la ortografía y utilizando correctamente el lenguaje científico, las relaciones entre las cantidades físicas, símbolos, unidades, etc.

DATOS GENERALES

Los valores de las constantes de equilibrio que aparecen en los problemas deben entenderse que hacen referencia a presiones expresadas en atmósferas y concentraciones expresadas en mol·L⁻¹.

El alumno deberá utilizar los valores de los números atómicos, masas atómicas y constantes universales que se le suministran con el examen.


BLOQUE A

- En relación con la energía de ionización, I:
 - Definición y unidades en las que se expresa. (Hasta 0,8 puntos)
 - Variación periódica de los valores de I. (Hasta 0,8 puntos)
 - Razone cuáles son los elementos del segundo periodo con mayor y menor energía de ionización. (Hasta 0,4 puntos)

- Los valores de los momentos dipolares de las siguientes moléculas gaseosas son:

Molécula	CF ₄	NH ₃	BF ₃	SO ₂
μ (D)	0	1,5	0	1,6

- Interprete estos valores en función de la estructura de cada molécula. (Hasta 0,8 puntos)
 - Justifique el tipo de hibridación empleada por el átomo central. (Hasta 0,4 puntos)
 - Explique la naturaleza de las fuerzas intermoleculares presentes en cada caso. (Hasta 0,8 puntos)
- Conteste razonadamente las siguientes cuestiones:
 - Explique cómo se puede predecir si una reacción ocurrirá de forma espontánea en función de los valores de ΔH° y ΔS°. (Hasta 1,2 puntos)
 - Los valores ΔS° y ΔH° para la descomposición térmica de un óxido de nitrógeno según la reacción N₂O(g) → N₂(g) + ½ O₂(g) son, respectivamente, 75,2 J·K⁻¹·mol⁻¹ y 43,9 kJ·mol⁻¹. Determine a partir de qué temperatura la reacción anterior se producirá espontáneamente. (Hasta 0,8 puntos)
 - Conteste razonadamente las siguientes cuestiones:
 - Escriba el equilibrio de ionización en agua del ácido fluorhídrico. Si el valor de K_a, a 25 °C, es igual a 1,1·10⁻³, calcule el pH de una disolución 0,02 M de ácido fluorhídrico. (Hasta 1,0 puntos)
 - Calcule el grado de disociación del ácido acético 0,05 M sabiendo que su K_a es 1,8·10⁻⁵. (Hasta 1,0 puntos)
 - Una disolución de K₂Cr₂O₇ acidificada con H₂SO₄ se utiliza para oxidar etanol a ácido etanoico. En la reacción se producen iones Cr³⁺.
 - Escriba la fórmula empírica del etanol y la fórmula molecular del ácido etanoico. (Hasta 0,2 puntos)
 - Ajuste la reacción molecular por el método del ion electrón, indicando cuáles son las semirreacciones iónicas de oxidación y de reducción. (Hasta 1,8 puntos)

	Pruebas de acceso a enseñanzas universitarias oficiales de grado Castilla y León	QUÍMICA	EJERCICIO Nº Páginas: 3
--	--	----------------	-----------------------------------

BLOQUE B

1. En relación con los compuestos iónicos.
 - a. ¿Qué información proporciona la fórmula de un compuesto iónico? (Hasta 0,7 puntos)
 - b. ¿Qué es la energía reticular? (Hasta 0,8 puntos)
 - c. ¿Un sólido iónico es dúctil y maleable? Justifique la respuesta. (Hasta 0,5 puntos)

2. Responda a las siguientes cuestiones:
 - a. ¿Qué volumen necesitaremos tomar de una botella de HNO₃ comercial del 68% de riqueza y densidad 1,405 g/mL para preparar 500 mL de una disolución 1 M de dicho ácido? (Hasta 0,7 puntos)
 - b. Calcule la molalidad de la disolución comercial de ácido nítrico. (Hasta 0,6 puntos)
 - c. ¿Cuántos gramos de CuSO₄ anhidro del 90% de pureza, se necesitan para preparar 250 mL de una disolución 2 M de dicha sal? (Hasta 0,7 puntos)

3. Para la reacción: $\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3(\text{g})$ a 720 °C se encontró que las concentraciones en el equilibrio son: $[\text{N}_2] = 0,683 \text{ M}$; $[\text{H}_2] = 8,80 \text{ M}$ y $[\text{NH}_3] = 1,05 \text{ M}$. Si en esta situación se añade amoníaco hasta que su concentración sea 3,65 M:
 - a. Prediga teóricamente hacia dónde se desplaza la reacción para alcanzar de nuevo el equilibrio. (Hasta 1,0 puntos)
 - b. Prediga cuantitativamente, mediante el cálculo del cociente de reacción y su comparación con la constante de equilibrio, hacia dónde se desplaza la reacción para alcanzar de nuevo el equilibrio. (Hasta 1,0 puntos)

4. La constante del producto de solubilidad del Cu(OH)₂, a 25 °C, tiene un valor de $2,20 \cdot 10^{-20}$.
 - a. ¿Cuál es la solubilidad del Cu(OH)₂ en agua, a 25 °C? (Hasta 1,0 puntos)
 - b. ¿Cuál será la concentración máxima de Cu²⁺(ac) en la sangre si su pH es 7,4? (Hasta 1,0 puntos)

5. Los potenciales de reducción estándar del Mg²⁺/Mg y del Cu²⁺/Cu son -2,34 V y +0,34 V respectivamente.
 - a. ¿Qué es un electrodo de hidrógeno estándar? (Hasta 0,4 puntos)
 - b. Escriba y justifique las semirreacciones que tienen lugar en una pila construida con un electrodo de cobre y un electrodo de hidrógeno. (Hasta 0,5 puntos)
 - c. Escriba y justifique las semirreacciones que tienen lugar en una pila construida con un electrodo de magnesio y un electrodo de hidrógeno. (Hasta 0,5 puntos)
 - d. Escriba la reacción que puede ocurrir si en un tubo de ensayo hay un volumen de ácido sulfúrico diluido y se añade magnesio sólido ¿Observaría algún cambio en el tubo de ensayo? (Hasta 0,6 puntos)



1. Tabla periódica de los elementos

Grupos

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	1 H 1,01																	2 He 4,00
2	3 Li 6,94	4 Be 9,01				Z X Ar	Número atómico Símbolo Masa atómica relativa					5 B 10,81	6 C 12,01	7 N 14,01	8 O 16,00	9 F 19,00	10 Ne 20,18	
3	11 Na 22,99	12 Mg 24,31											13 Al 26,98	14 Si 28,09	15 P 30,97	16 S 32,06	17 Cl 35,45	18 Ar 39,95
4	19 K 39,10	20 Ca 40,08	21 Sc 44,96	22 Ti 47,87	23 V 50,94	24 Cr 52,00	25 Mn 54,94	26 Fe 55,85	27 Co 58,93	28 Ni 58,69	29 Cu 63,55	30 Zn 65,38	31 Ga 69,72	32 Ge 72,63	33 As 74,92	34 Se 78,97	35 Br 79,90	36 Kr 83,80
5	37 Rb 85,47	38 Sr 87,62	39 Y 88,91	40 Zr 91,22	41 Nb 92,91	42 Mo 95,95	43 Tc [97]	44 Ru 101,07	45 Rh 102,91	46 Pd 106,42	47 Ag 107,87	48 Cd 112,41	49 In 114,82	50 Sn 118,71	51 Sb 121,76	52 Te 127,60	53 I 126,90	54 Xe 131,29
6	55 Cs 132,91	56 Ba 137,33	57 La 138,91	72 Hf 178,49	73 Ta 180,95	74 W 183,84	75 Re 186,21	76 Os 190,23	77 Ir 192,22	78 Pt 195,08	79 Au 196,97	80 Hg 200,59	81 Tl 204,38	82 Pb 207,2	83 Bi 208,98	84 Po [209]	85 At [210]	86 Rn [222]
7	87 Fr [223]	88 Ra [226]	89 Ac [227]	104 Rf [267]	105 Db [270]	106 Sg [271]	107 Bh [270]	108 Hs [277]	109 Mt [276]	110 Ds [281]	111 Rg [282]	112 Cn [285]	113 Uut [285]	114 Fl [289]	115 Uup [289]	116 Lv [293]		
			57 La 138,91	58 Ce 140,12	59 Pr 140,91	60 Nd 144,24	61 Pm [145]	62 Sm 150,36	63 Eu 151,96	64 Gd 157,25	65 Tb 158,93	66 Dy 162,50	67 Ho 164,93	68 Er 167,26	69 Tm 168,93	70 Yb 173,05	71 Lu 174,97	
			89 Ac [227]	90 Th 232,04	91 Pa 231,04	92 U 238,03	93 Np [237]	94 Pu [244]	95 Am [243]	96 Cm [247]	97 Bk [247]	98 Cf [251]	99 Es [252]	100 Fm [257]	101 Md [258]	102 No [259]	103 Lr [262]	

2. Constantes físico-químicas

Carga elemental (e) : $1,602 \cdot 10^{-19}$ C
 Constante de Avogadro (N_A) : $6,022 \cdot 10^{23}$ mol⁻¹
 Unidad de masa atómica (u) : $1,661 \cdot 10^{-27}$ kg
 Constante de Faraday (F) : 96490 C mol⁻¹
 Constante molar de los gases (R) : $8,314$ J mol⁻¹ K⁻¹ = $0,082$ atm dm³ mol⁻¹ K⁻¹

3. Algunas equivalencias

1 atm = 760 mmHg = $1,013 \cdot 10^5$ Pa
 1 cal = 4,184 J
 1 eV = $1,602 \cdot 10^{-19}$ J