	<p align="center">Pruebas de acceso a enseñanzas universitarias oficiales de grado Castilla y León</p>	<p align="center">QUÍMICA</p>	<p align="center">EJERCICIO</p> <p align="center">Nº Páginas: 3</p>
---	---	--------------------------------------	--

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

1. Escriba las estructuras electrónicas de Lewis, indicando el número de pares de electrones solitarios, y deduzca, aplicando el modelo RPECV, la geometría de las especies:

 - a. Dióxido de carbono, CO₂. (Hasta 0,5 puntos)
 - b. Trifluoruro de boro, BF₃. (Hasta 0,5 puntos)
 - c. Ión perclorato, ClO₄⁻. (Hasta 0,5 puntos)
 - d. Agua, H₂O. (Hasta 0,5 puntos)
2. a. Defina electronegatividad y explique la utilidad de dicho concepto. (Hasta 1,0 puntos)


b. Cuatro elementos designados como A, B, C y D tienen electronegatividades 3,8; 3,3; 2,8 y 1,3 respectivamente. Disponga, razonadamente, los compuestos AB, AC y AD en orden creciente de carácter covalente. (Hasta 1,0 puntos)
3. El bromuro potásico (KBr) reacciona con ácido sulfúrico concentrado obteniéndose dibromo líquido (Br₂), dióxido de azufre (SO₂), sulfato de potasio (K₂SO₄) y agua.

 - a. Escribir ajustadas las semirreacciones de oxidación y de reducción, la reacción iónica global y la reacción molecular. (Hasta 1,0 puntos)
 - b. Determinar el volumen de una disolución comercial de H₂SO₄ de concentración 17,73 M necesario para que reaccione con 25 g de bromuro potásico. (Hasta 0,5 puntos)
 - c. Determinar el volumen de dibromo líquido que se obtiene si el rendimiento de la reacción es del 100 %. (Hasta 0,5 puntos)

Datos: d_{dibromo} = 2,8 g/mL.
4. Se toman 20 mL de ácido clorhídrico comercial de 35 % en masa y densidad 1,18 g/mL y se diluyen con agua destilada hasta un volumen final igual a 1,5 L.

 - a. Determine el pH de la disolución resultante. (Hasta 1,0 puntos)
 - b. Calcule el volumen de una disolución de NaOH 0,5 M que se necesitaría para neutralizar 50 mL de la disolución diluida de HCl. (Hasta 1,0 puntos)
5. Conceptos de química orgánica

 - a. ¿Qué es un alcano? Escriba su fórmula general y ponga un ejemplo. (Hasta 0,6 puntos)
 - b. ¿Qué es un alqueno? Escriba su fórmula general y ponga un ejemplo. (Hasta 0,7 puntos)
 - c. ¿Qué es un alquino? Escriba su fórmula general y ponga un ejemplo. (Hasta 0,7 puntos)

	<p align="center">Pruebas de acceso a enseñanzas universitarias oficiales de grado Castilla y León</p>	<p align="center">QUÍMICA</p>	<p align="center">EJERCICIO</p> <p align="center">Nº Páginas: 3</p>
---	---	--------------------------------------	--

BLOQUE B

- Un conjunto de orbitales determinado se define con los números cuánticos $n = 3$ y $l = 2$.
 - ¿Cuál es el nombre de esos orbitales atómicos? (Hasta 0,5 puntos)
 - ¿Cuántos orbitales hay en ese conjunto? (Hasta 0,5 puntos)
 - Escriba todos los valores permitidos de m_l . (Hasta 0,5 puntos)
 - Escriba un grupo de números cuánticos que describa un electrón en un orbital atómico 5s. (Hasta 0,5 puntos)
- Calcule el valor del cambio de entropía estándar de la siguiente reacción a 25 °C:

$$\text{H}_2(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{HCl}(\text{g})$$
 (Hasta 1,0 puntos)
 - Justifique la magnitud y el signo del valor encontrado. (Hasta 1,0 puntos)

Datos: $S^\circ[\text{Cl}_2(\text{g})] = 223,0 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$
 $S^\circ[\text{H}_2(\text{g})] = 131,0 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$
 $S^\circ[\text{HCl}(\text{g})] = 187,0 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$
- Se tienen 5 g de hidrógeno y 5 g de helio en un volumen de 10 L a la temperatura de 30 °C.
 - Calcule la presión que ejerce la mezcla de ambos gases. (Hasta 0,8 puntos)
 - Calcule las presiones parciales de H_2 y de He en la mezcla de gases. (Hasta 0,8 puntos)
 - Indique qué leyes de los gases ha utilizado. (Hasta 0,4 puntos)
- La constante del producto de solubilidad del AgBr es $7,7 \cdot 10^{-13}$ a 25 °C. Calcule la solubilidad del AgBr, en g/L:
 - En agua pura. (Hasta 0,8 puntos)
 - En una disolución de bromuro sódico 10^{-3} M. (Hasta 1,0 puntos)
 - Compare los valores obtenidos y justifique la diferencia encontrada. (Hasta 0,2 puntos)
- Se dispone de una disolución de hidróxido potásico de concentración 30 % en masa y densidad 1,29 g/mL.
 - Calcule el volumen que hay que tomar de dicha disolución para preparar 2,50 L de disolución de KOH de $\text{pH} = 12,5$. (Hasta 1,5 puntos)
 - Explique el proceso que seguiría y el material de laboratorio utilizado. (Hasta 0,5 puntos)



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

QUÍMICA

EJERCICIO
Nº Páginas: 3

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																9 F 19,00	10 Ne 20,18
3	11 Na 22,99	12 Mg 24,31																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]				

Z	Número atómico
X	Símbolo
A _r	Masa atómica relativa

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