

	<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 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

- Para los átomos neutros de B, F y Mg:
 - Escriba las configuraciones electrónicas ordenadas. (Hasta 0,3 puntos)
 - Defina energía de ionización y ordénelos, razonadamente, de menor a mayor energía de ionización. (Hasta 0,7 puntos)
 - Defina electronegatividad y diga cuál es el de mayor electronegatividad. (Hasta 1,0 puntos)
 - Una aleación de cinc y aluminio de 57,0 g de masa se trata con ácido clorhídrico produciendo H₂, AlCl₃ y ZnCl₂. Teniendo en cuenta que se obtienen 2 moles de hidrógeno:
 - Calcule la composición, en tanto por ciento, de la aleación. (Hasta 1,6 puntos)
 - ¿Qué volumen ocupará esa cantidad de hidrógeno en condiciones normales? (Hasta 0,4 puntos)
 - El aluminio es un agente eficiente para la reducción de óxidos metálicos. Un ejemplo de ello es la reducción del óxido de hierro (III) a hierro metálico según la reacción:

$$\text{Fe}_2\text{O}_3 (\text{s}) + 2 \text{Al} (\text{s}) \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 (\text{s}) + 2 \text{Fe} (\text{s})$$
 Calcule:
 - El calor desprendido en la reducción de 100 g de Fe₂O₃ a 298 K. (Hasta 0,7 puntos)
 - La variación de energía de Gibbs a 298 K. (Hasta 0,7 puntos)
 - ¿Es espontánea la reacción a esa temperatura? ¿Es espontánea la reacción a cualquier temperatura? (Hasta 0,6 puntos)
- Datos: ΔH_f° en kJ·mol⁻¹: Fe₂O₃ (s) = -821,37; Al₂O₃ (s) = -1668,24;
 S° en J·mol⁻¹·K⁻¹: Fe₂O₃ (s) = 90; Al₂O₃ (s) = 51; Al (s) = 28,3; Fe (s) = 27,2
- El agua oxigenada (H₂O₂) reacciona con una disolución acuosa de permanganato de potasio (KMnO₄) acidificada con ácido sulfúrico para dar oxígeno molecular (O₂), sulfato de potasio (K₂SO₄), sulfato de manganeso (II) (MnSO₄) y agua.
 - Ajuste la reacción molecular por el método del ión-electrón. (Hasta 1,0 puntos)
 - Calcule los gramos de oxígeno que se producen cuando se hacen reaccionar 5 g de agua oxigenada con 2 g de permanganato potásico. (Hasta 1,0 puntos)
 - Nombre los siguientes compuestos:
 CH₃-CH₂-OH; CH₃-CO-CH₂-CH₃; NH₂-CH₂-CH₂-CH₂-CH₃; CH₂=CH-CH₂-CH₃; CH₃-CH₂-CHO
 (Hasta 1,0 puntos)
 - Formule los siguientes compuestos:
 Fenilamina; Ácido metanoico; Benzaldehído; Etanoato de metilo; Propino (Hasta 1,0 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

1. Dados los siguientes compuestos: CaF_2 , CO_2 y H_2O .
 - a. Indique y justifique el tipo de enlace predominante en cada uno de ellos. (Hasta 0,6 puntos)
 - b. Indique razonadamente los posibles tipos de fuerzas intermoleculares presentes en los compuestos anteriores y ordénelos de menor a mayor punto de ebullición. (Hasta 0,6 puntos)
 - c. Para las moléculas de CO_2 y H_2O escriba las estructuras de Lewis y prediga la geometría molecular. (Hasta 0,8 puntos)

2. Conteste razonadamente:
 - a. ¿Puede ser espontánea una reacción endotérmica? En caso afirmativo, ¿en qué condiciones? (Hasta 1,2 puntos)
 - b. Ordene, de menor a mayor, según su entropía: 1 g de hielo, 1 g de vapor de agua, 1 g de agua líquida. (Hasta 0,8 puntos)

3. Se dispone de 50 mL de una disolución de HCl 0,5 M.
 - a. ¿Cuál es su pH? (Hasta 0,8 puntos)
 - b. Si añadimos agua a los 50 mL de la disolución anterior hasta alcanzar un volumen de 500 mL, ¿cuál será el nuevo pH? (Hasta 0,8 puntos)
 - c. Describa el procedimiento a seguir y el material necesario para preparar la disolución del apartado b. (Hasta 0,4 puntos)

4. Explique razonadamente si son ciertas o no cada una de las siguientes afirmaciones:
 - a. El número de oxidación del cloro en ClO_3^- es -1 y el del manganeso en MnO_4^{2-} es +6. (Hasta 0,4 puntos)
 - b. Un elemento se reduce cuando su número de oxidación cambia de menos negativo a más negativo. (Hasta 0,8 puntos)
 - c. Una especie se oxida cuando gana electrones. (Hasta 0,8 puntos)

5. A 1 L de disolución de nitrato de plata (AgNO_3) de concentración $1,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ se le añade, gota a gota, una disolución 0,001 M de cloruro de sodio. Cuando se han añadido $1,8 \text{ cm}^3$ de esta disolución, comienza a precipitar un compuesto. Considere que los volúmenes son aditivos.
 - a. Escriba la reacción que tiene lugar y especifique el compuesto que ha precipitado. (Hasta 0,8 puntos)
 - b. Calcule la constante del producto de solubilidad del compuesto que ha precipitado. (Hasta 1,2 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