



QUÍMICA: EXAMEN RESUELTO

El examen presenta dos opciones: A y B. El alumnado deberá elegir una de ellas y responder razonadamente a las cinco preguntas de que consta dicha opción.

OPCIÓN A

Pregunta 1. (2 puntos) Justificación general: Existe dependencia entre los valores que pueden tomar los números cuánticos que describen un determinado orbital:

- n puede tomar los valores enteros $n = 1, 2, 3 \dots$ hasta infinito.
- l toma valores enteros desde cero a $n-1$: $l = 0, 1, 2 \dots n-1$.
- m_l toma valores enteros desde $-l$ hasta $+l$ pasando por cero: $m_l = -l, (-l + 1), \dots, 0, \dots, (+l - 1), +l$.

Según estas condiciones:

a)	(2, 1, 2, $\frac{1}{2}$) no permitido $m_l > l$	b)	--
	(3, 1, -1, $\frac{1}{2}$) permitido		Orbital 3p
	(4, 2, 1, $\frac{1}{2}$) permitido		Orbital 4d
	(1, 1, 0, $-\frac{1}{2}$) no permitido $l = n$		--

c) La masa atómica de un átomo se calcula como la masa media ponderada de la masa de todos los isótopos del mismo.

La masa atómica cloro es 35,453 u.

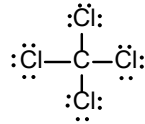
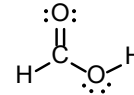
Por otra parte, al haber solo dos isótopos sus abundancias deben sumar la unidad. Si la abundancia del ^{35}Cl es X , la de ^{37}Cl debe ser $1-X$.

$$A(\text{media Cl}) = [A(^{35}\text{Cl}) \times X] + [A(^{37}\text{Cl}) \times (1-X)]$$

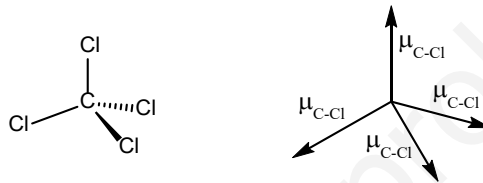
$$35,453 = (34,9689 \text{ u} \times X) + [(36,9659 \times (1-X))]$$

Resolviendo la ecuación: $X = 0,7576$ (abundancia del ^{35}Cl , 75,76 %)

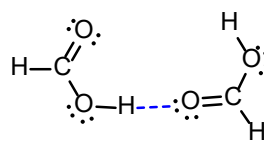
$$1-X = 0,2424 \text{ (abundancia del } ^{37}\text{Cl, 24,24 \%)}$$

**Pregunta 2.** (2 puntos)a) CCl_4 32 electrones de valencia HCO_2H 18 electrones de valencia

b) En la molécula de tetracloruro de carbono todos los enlaces son polares, pero la suma vectorial de sus momentos dipolares es cero debido a la simetría de la molecular (tetraédrica). Como la molécula es apolar, las únicas interacciones que existen entre moléculas de tetracloruro de carbono son fuerzas de dispersión de London.



La molécula de ácido metanoico es polar. Los enlaces C-O y el enlace O-H están polarizados porque el oxígeno es más electronegativo que el carbono y la suma vectorial de estos momentos dipolares no es nula. Por lo tanto, entre las moléculas de ácido metanoico pueden establecerse fuerzas dipolo-dipolo. Además, al tener un enlace entre el hidrógeno y el oxígeno, también pueden establecerse enlaces (o puentes) de hidrógeno, estas últimas son las fuerzas más intensas a las que se refiere la pregunta, aunque se valorará saber reconocerla como molécula polar.

**Pregunta 3.** (2 puntos)

a) Conociendo la presión parcial de agua en el equilibrio, se puede calcular la cantidad de agua que se ha formado.

$$PV = nRT$$

$$n = RT/PV$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{PV}{RT} = \frac{3,51 \text{ atm} \cdot 10,00 \text{ L}}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 500 \text{ K}} = 0,856 \text{ mol H}_2\text{O}$$



	CO ₂ (g)	+	H ₂ (g)	⇌	CO(g)	+	H ₂ O(g)
Iniciales (mol):	1,0		0,5				0,80
Cambio (mol):	-0,056		-0,056		+0,056		+ 0,056
Equilibrio (mol):	0,944		0,444		0,056		0,80 + 0,056 = 0,856

Tal como se indica en la tabla anterior, si inicialmente había 0,8 mol de agua y en el equilibrio hay 0,856, se habrán formado: $0,856 - 0,80 = 0,056$ mol de agua.

De acuerdo con la estequiometría, esta misma cantidad de sustancia se habrá formado de CO y habrá reaccionado de CO₂ y H₂.

$$P(\text{CO}_2) = \frac{nRT}{V} = \frac{0,944 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 500 \text{ K}}{10,00 \text{ L}} = 3,87 \text{ atm}$$

$$P(\text{H}_2) = \frac{nRT}{V} = \frac{0,444 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 500 \text{ K}}{10,00 \text{ L}} = 1,82 \text{ atm}$$

$$P(\text{CO}) = \frac{nRT}{V} = \frac{0,056 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 500 \text{ K}}{10,00 \text{ L}} = 2,30 \text{ atm}$$

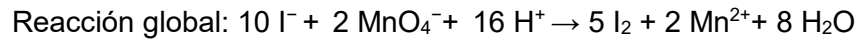
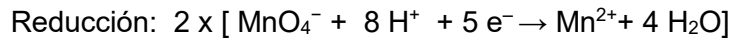
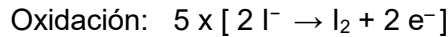
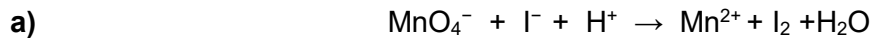
b) $K_p = K_c (RT)^{\Delta n}$

Como la suma de los coeficientes estequiométricos de los reactivos y de los productos coincide, $\Delta n = 0$, por lo tanto, $K_p = K_c$.

El valor numérico se puede calcular utilizando tanto las concentraciones molares como las presiones parciales calculadas.

$$K_c = \frac{[\text{CO}][\text{H}_2\text{O}]}{[\text{CO}_2][\text{H}_2]} = \frac{\frac{0,056 \text{ mol}}{10,0 \text{ L}} \cdot \frac{0,856 \text{ mol}}{10,0 \text{ L}}}{\frac{0,944 \text{ mol}}{10,0 \text{ L}} \cdot \frac{0,444 \text{ mol}}{10,0 \text{ L}}} = 0,11$$

$$K_p = \frac{P_{\text{CO}} P_{\text{H}_2\text{O}}}{P_{\text{CO}_2} P_{\text{H}_2}} = \frac{0,23 \text{ atm} \cdot 3,51 \text{ atm}}{3,87 \text{ atm} \cdot 1,82 \text{ atm}} = 0,11$$

**Pregunta 4.** (2 puntos)

b) El anión permanganato es el oxidante, se reduce al catión Mn^{2+} .

c) El yoduro es el reductor, se oxida a yodo molecular.

Pregunta 5. (2 puntos)

a) Cloruro potásico (KCl) y acetato sódico (CH_3COONa)



K^+ : ácido conjugado del KOH que es una base fuerte. K^+ no experimenta una reacción de hidrólisis en agua.

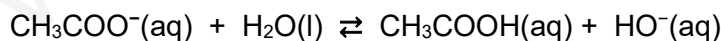
Cl^- : base conjugada del HCl que es un ácido fuerte. Cl^- tampoco experimenta una reacción de hidrólisis en agua.

La disolución de KCl en agua es neutra porque ninguno de los iones que se forman experimenta reacción de hidrólisis.

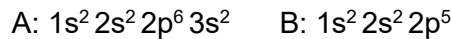


Na^+ : ácido conjugado de NaOH, una base fuerte. Na^+ no experimenta una reacción de hidrólisis en agua.

CH_3COO^- : base conjugada del ácido acético CH_3COOH , un ácido débil. Por ello el CH_3COO^- experimenta en agua reacción de hidrólisis, estableciéndose el siguiente equilibrio:



La disolución de CH_3COONa en agua es básica porque se han formado iones HO^- .

**OPCIÓN B****Pregunta 1.** (2 puntos)

a) Elemento A: periodo 3, grupo 2, $Z = 12$.

Elemento B: periodo 2, grupo 17, $Z = 9$.

b) Elemento A: 2 electrones de valencia.

Elemento B: 7 electrones de valencia.

c) Ion más estable de A: A^{2+} ($1s^2 2s^2 2p^6$).

Ion más estable de B: B^- ($1s^2 2s^2 2p^6$).

d) Formarán el compuesto iónico de fórmula AB_2 .

Justificación general. Los elementos A y B se sitúan en la tabla periódica teniendo en cuenta su número de electrones, del que se deduce el número Z. De la configuración se deduce cuál es su capa de valencia y el número de electrones que poseen en esta capa. Los iones más estables se deducen teniendo en cuenta el número de electrones que pierden o ganan para adquirir la configuración de gas noble (capa cerrada o completa).

Teniendo en cuenta su situación en la tabla periódica, A^{2+} es un catión metálico y B^- un anión no metálico. Los metales tienen facilidad para perder electrones por su baja energía de ionización. B, por su parte, tiene alta afinidad electrónica, de lo que se deduce que formarán un compuesto iónico. Para que su fórmula sea neutra, se requieren dos aniones B^- por cada catión A^{2+} .

Pregunta 2. (2 puntos)

Composición centesimal 40,00 % de C, 6,71 % de H y 53,29 % de O.

Si se toman 100 g del compuesto los moles que hay de cada uno de los elementos son:

$$40,00 \text{ g de C} \times (1 \text{ mol de C} / 12 \text{ g de C}) = 3,33 \text{ mol de C}$$

$$6,71 \text{ g de H} \times (1 \text{ mol de H} / 1 \text{ g de H}) = 6,71 \text{ mol de H}$$

$$53,29 \text{ g de O} \times (1 \text{ mol de O} / 16 \text{ g de O}) = 3,33 \text{ mol de O}$$

Para establecer la relación de números enteros más sencilla entre los átomos de cada elemento (fórmula empírica), se divide por el valor más bajo de los calculados.

$$3,33 \text{ mol de C} / 3,33 = 1 \text{ mol de C}$$

$$6,71 \text{ mol de H} / 3,33 \approx 2 \text{ mol de H}$$



$$3,33 \text{ mol de O} / 33,33 = 1 \text{ mol de O}$$

La fórmula empírica de hidrocarburo es CH_2O .

La masa molar que le corresponde a la fórmula empírica es: $(1 \times 2) + 12 + 16 = 30 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

La masa de la molécula es $180 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$. Dividiendo por la masa de la fórmula empírica:

$$180 / 30 = 6$$

La fórmula molecular tiene una masa 6 veces mayor que la fórmula empírica, por lo tanto, la fórmula molecular es: $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.

Pregunta 3. (2 puntos)

a) Función de estado es cualquier magnitud de un sistema cuyo valor dependa solo de su estado termodinámico, siendo independiente de la forma en que el sistema adquirió ese estado. De las magnitudes citadas en el enunciado son funciones de estado la entalpía, la energía interna y la entropía.

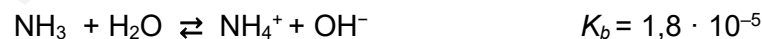
b) La espontaneidad de la reacción viene determinada por la variación de la energía libre, que debe tener signo negativo, se debe tener en cuenta la relación entre ΔG , ΔH y ΔS .

$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$$

Como la reacción solo es espontánea a partir de una determinada temperatura, se deduce que es una reacción endotérmica, $\Delta H > 0$ y que ΔS es también positiva. De esta manera, cuando la temperatura es suficientemente alta el término $T \cdot \Delta S$ es mayor que ΔH y, por tanto, $\Delta G < 0$.

Pregunta 4. (2 puntos)

El amoníaco es una base débil, en disolución acuosa se establece el equilibrio:



Siendo C la concentración de amoníaco, se debe cumplir:

	NH_3	+	H_2O	\rightleftharpoons	NH_4^+	+	OH^-
Inicial (mol/L):	C						
Equilibrio (mol/L):	$C-x$				x		x

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{x \cdot x}{(C-x)} = 1,8 \cdot 10^{-5}$$



$$[\text{NH}_4^+] = [\text{OH}^-] = x$$

El valor de x se obtiene teniendo en cuenta el valor del pH que se desea que tenga la disolución resultante:

$$\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 11,13 = 2,87$$

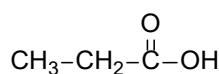
$$-\log [\text{OH}^-] = 2,87 \quad \Rightarrow \quad [\text{OH}^-] = 10^{-2,87} = 1,35 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$$K_b = \frac{x \cdot x}{(C - x)} = \frac{(1,35 \cdot 10^{-3})^2}{C - 1,35 \cdot 10^{-3}} = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

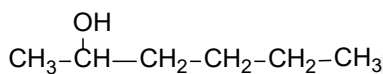
$$C = 0,102 \text{ M}$$

Pregunta 5. (2 puntos)

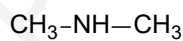
a)



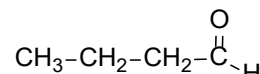
ácido propanoico



hexan-2-ol

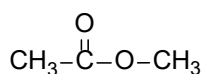


dimetilamina

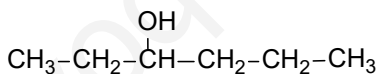


butanal

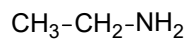
b) Para la dimetilamina, la etilamina es el único isómero posible. Para los demás compuestos podría haber otros ejemplos válidos. Algunos ejemplos de isómeros podrían ser los siguientes compuestos:



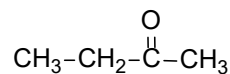
acetato de metilo
(del ácido propanoico)



hexan-3-ol
(del hexan-2-ol)



etilamina
(de la dietilamina)



butanona
(del butanal)



QUÍMICA: CRITERIOS DE CORRECCIÓN

OPCIÓN A

Pregunta 1.

- a) Conocer las restricciones, de obligado cumplimiento, entre los números cuánticos que caracterizan a los orbitales atómicos (0,15 x 4 puntos).
- b) Asociar estos números con el orbital o los posibles orbitales a los que definen (0,2 x 2).
- c) Comprender el concepto de número atómico y número másico. Relacionar la masa media de un determinado elemento con su composición isotópica (1 punto).

Pregunta 2.

- a) Transformar una fórmula molecular en una estructural desarrollada (que incluya los pares de electrones no enlazantes) utilizando la teoría de Lewis del enlace (0,5 puntos cada fórmula).
- b) Identificar los distintos tipos de fuerzas intermoleculares más intensas existentes en las sustancias covalentes sencillas, para lo que es necesario tener en cuenta la polaridad de los enlaces y la geometría molecular. Identificar la presencia de enlaces (puentes) de hidrógeno. (0,5 puntos cada molécula).

Pregunta 3.

- a) Establecer la evolución prevista del sistema haciendo uso de la estequiometría (0,5 puntos), conocer las leyes que explican el comportamiento de los gases ideales y saber aplicarlas (0,5 puntos) y realizar correctamente cálculos numéricos (0,5 puntos).
- b) Saber expresar las constantes de equilibrio K_c y K_p para una reacción química homogénea en fase gas y establecer la relación entre ellas (0,5 puntos).

Pregunta 4.

Aplicar el concepto de oxidación/reducción a la reacción propuesta y proceder a su ajuste por el método del ion-electrón. (2 puntos)

Pregunta 5.

- a) Nombrar los compuestos (2 x 0,25)
- b) Predecir el comportamiento ácido-base de una sal disuelta en agua aplicando el concepto de hidrólisis, escribiendo los procesos y equilibrios que tienen lugar (2 x 0,75 puntos).



OPCIÓN B

Pregunta 1.

Establecer la relación entre las configuraciones electrónicas de los dos elementos propuestos con su posición en la Tabla Periódica, su número atómico y con diversas propiedades sistemáticas de la misma. (2 puntos).

Pregunta 2.

Obtener relaciones atómicas entre los elementos químicos que constituyen un compuesto a partir de datos de composición centesimal (1,0 punto) y utilizar el concepto de mol (masa molar del compuesto), relacionando la fórmula empírica con la molecular (1,0 punto).

Pregunta 3.

- a) Conocer el concepto de función de estado e identificar algunas magnitudes que lo son (1 punto).
- b) Relacionar los conceptos de entalpía, entropía, energía libre con la espontaneidad de la reacción (1 punto).

Pregunta 4.

Conocer el concepto de pH y relacionarlo con la concentración de una disolución diluida de una base débil (2 puntos).

Pregunta 5.

- a) Saber formular y nombrar compuestos orgánicos sencillos siguiendo las normas de la IUPAC (4 x 0,25 puntos).
- b) Entender el concepto de isómero y sus distintos tipos (0,25 puntos cada isómero con su nombre correcto).