

QUÍMICA

INDICACIONES

1. La prueba consta de 10 ejercicios distribuidos en tres bloques.
2. Se debe realizar un total de cinco ejercicios, eligiendo, al menos, uno de cada bloque.
3. Si entre los cinco realizados no figura al menos uno de cada bloque, no se corregirán los últimos del bloque con más ejercicios ni aquellos que excedan de cinco.
4. Si se resuelven más de cinco ejercicios, solo se corregirán los primeros, según el orden en que aparezcan resueltos en el cuadernillo de examen.

BLOQUE 1

1. [2 PUNTOS] El número atómico del P es 15.
 - a) [0,5 PUNTOS] Escribe su configuración electrónica en estado fundamental.
 - b) [0,5 PUNTOS] Cuáles son los valores posibles que pueden tomar los números cuánticos de su electrón más externo en estado fundamental.
 - c) [0,5 PUNTOS] Indica a qué grupo y periodo pertenece.
 - d) [0,5 PUNTOS] Escribe una configuración electrónica del elemento en estado excitado.
2. [2 PUNTOS] El trifluoruro de boro (BF_3) y el amoníaco (NH_3) son compuestos gaseosos en condiciones normales.
 - a) [0,5 PUNTOS] Explique la forma geométrica de sus moléculas.
 - b) [0,5 PUNTOS] Explique cuál de las dos moléculas es más polar.
 - c) [0,5 PUNTOS] Explique cómo serán los enlaces intermoleculares en cada uno de los compuestos.
 - d) [0,5 PUNTOS] Razone cuál de los dos compuestos tendrá un punto de ebullición más alto.

DATOS: Números atómicos: H = 1, B = 5, N = 7, F = 9.

BLOQUE 2

3. [2 PUNTOS] En la tabla adjunta se recogen los valores, a distintas temperaturas, de la constante del equilibrio químico: $2\text{SO}_3(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$

T (°K)	298	400	600	800	1000
Kp	$2,82 \cdot 10^{-25}$	$1,78 \cdot 10^{-16}$	$1,98 \cdot 10^{-8}$	$1,29 \cdot 10^{-3}$	$2,64 \cdot 10^{-1}$

- a) [1 PUNTO] Justifique si la reacción anterior es endotérmica o exotérmica.
- b) [1 PUNTO] Explique cómo afecta al equilibrio un aumento de la presión, manteniendo constante la temperatura.

4. [2 PUNTOS] En 500 mL de una disolución acuosa 0,1 M de NaOH
- [0,5 PUNTOS] ¿Cuál es la concentración de iones OH^- ?
 - [0,5 PUNTOS] ¿Cuál es la concentración de iones H_3O^+ ?
 - [0,5 PUNTOS] ¿Cuál es el pH?
 - [0,5 PUNTOS] ¿Cuántos mL de una disolución de HCl 0,5M son necesarios añadir para alcanzar el punto de equivalencia, en la neutralización ácido-base?
5. [2 PUNTOS] El análisis químico de una disolución saturada de carbonato de bario, en agua, indica que la concentración de $[\text{Ba}^{2+}]$ es 14 mg/L.
- [1 PUNTO] Calcule el producto de solubilidad del BaCO_3 .
 - [1 PUNTO] Razone como variará la $[\text{Ba}^{2+}]$ si se adiciona a la disolución saturada ion carbonato CO_3^{2-} .
- DATOS: Masa atómica: Ba = 137,3
6. [2 PUNTOS] El cloro es un gas muy utilizado en la industria química. Se puede obtener según la reacción:
- $$\text{MnO}_2(\text{s}) + \text{HCl}(\text{aq}) \rightarrow \text{MnCl}_2(\text{aq}) + \text{Cl}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}.$$
- Se quiere obtener 42,6 g de cloro y se dispone de ácido clorhídrico 5 M y de óxido de manganeso (IV).
- [1 PUNTO] Ajuste la reacción por el método del ion-electrón.
 - [1 PUNTO] Calcule el volumen mínimo de la disolución de ácido clorhídrico y la masa mínima de óxido de manganeso (IV) que se necesitan para obtener los 42,6 g de cloro.
- DATOS: Masas atómicas Cl = 35,5; O = 16; H = 1; Mn = 55.
7. [2 PUNTOS] Una muestra de un metal se disuelve en ácido clorhídrico (HCl) y se realiza la electrólisis de la disolución. Cuando han pasado por la célula electrolítica 3215 C, se encuentra que en el cátodo se han depositado 1,74 g de metal. Calcule:
- [1 PUNTO] La carga del ión metálico.
 - [1 PUNTO] El volumen de cloro desprendido medido en condiciones normales.
- DATOS: $F = 96500 \text{ C}$; Masa atómica del metal = 157,2.
8. [2 PUNTOS] En un matraz de 2 L, en el que se ha practicado previamente el vacío, se introducen 0,40 moles de COCl_2 (fosgeno) y se calienta a 900°C , estableciéndose el siguiente equilibrio: $\text{COCl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$
- Sabiendo que a esa temperatura el valor de K_c es 0,083, calcule:
- [1 PUNTO] Las concentraciones de cada una de las especies en el equilibrio.
 - [1 PUNTO] El grado de disociación del fosgeno en esas condiciones.

BLOQUE 3

9. [2 PUNTOS] Escribe y nombra:
- [0,5 PUNTOS] Un hidrocarburo saturado y un isómero de cadena.
 - [0,5 PUNTOS] Un alcohol y un isómero de posición.
 - [0,5 PUNTOS] Un aldehído que presente isomería óptica.
 - [0,5 PUNTOS] Un hidrocarburo que presente isomería geométrica.
10. [2 PUNTOS] Ponga un ejemplo de los siguientes tipos de reacciones orgánicas:
- [0,5 PUNTOS] Reacción de adición a un alqueno.
 - [0,5 PUNTOS] Reacción de sustitución en un alcohol.
 - [0,5 PUNTOS] Reacción de eliminación en un cloruro de alquilo.
 - [0,5 PUNTOS] Reacción de oxidación de un aldehído.

BLOQUE 1

1.- [2 PUNTOS] El número atómico del P es 15.

a) (0,5 p) Escribe su configuración electrónica en estado fundamental.

P (Z = 15): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$

b) (0,5 p) Cuáles son los valores posibles que pueden tomar los números cuánticos de su electrón más externo en estado fundamental.

El electrón más externo es uno de los que ocupa el subnivel 3p, por lo que $n = 3$ y $\ell = 1$. Los valores posibles para m serían -1 , 0 y 1 y el número cuántico de spin, s , puede tomar valores $\frac{1}{2}$ o $-\frac{1}{2}$.

Por lo tanto, hay 6 combinaciones posibles: $(3,1,-1,1/2)$, $(3,1,-1,-1/2)$, $(3,1,0,1/2)$, $(3,1,0,-1/2)$, $(3,1,1,1/2)$, $(3,1,1,-1/2)$.

c) (0,5 p) Indica a qué grupo y período pertenece.

Pertenece al período 3º, ya que este es su nivel de energía más alto ocupado, y al grupo 15 (nitrogenoides), ya que la configuración electrónica de su nivel de valencia es del tipo $ns^2 np^3$.

d) (0,5 p) Escribe una configuración electrónica del elemento en estado excitado.

Hay varias posibilidades, una de ellas es:

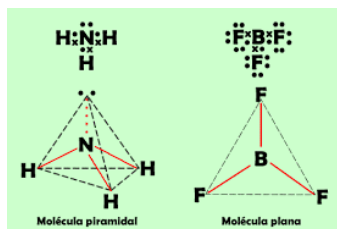
P* (Z = 15): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2 4s^1$

2.- [2 PUNTOS] El trifluoruro de boro (BF_3) y el amoníaco (NH_3) son compuestos gaseosos en condiciones normales.

DATOS: Números atómicos: H: 1 B: 5 N: 7 F: 9

a) (0,5 p) Explique la fórmula geométrica de sus moléculas.

Aplicando la teoría de repulsión de los pares de electrones de la capa de valencia:



En el **amoníaco**, el nitrógeno se rodea de tres pares de electrones enlazantes y un par no enlazante, la geometría más probable es la **piramidal**, ya que es en la que estos pares de electrones están lo más alejados entre sí.

En el **trifluoruro de boro**, el boro se rodea de tres pares de electrones enlazantes, la geometría más probable es la **triangular plana**, ya que es en la que estos pares de electrones están lo más alejados entre sí.

También se puede obtener la geometría aplicando la teoría de hibridación orbital.

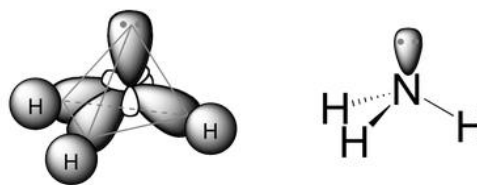
En el amoníaco el nitrógeno adopta una hibridación sp^3



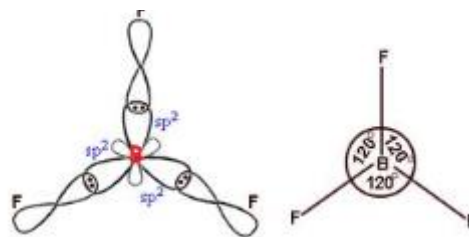
En el trifluoruro de boro el boro adopta una hibridación sp^2



Amoniaco: La molécula se forma mediante tres enlaces σ entre los tres orbitales híbridos sp^3 semicupados del nitrógeno y los tres orbitales $1s$ semicupados de los tres átomos de hidrógeno. Adoptando una geometría de **pirámide trigonal**.



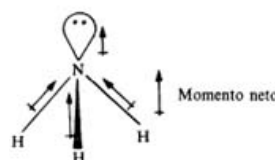
Trifluoruro de boro: La molécula se forma mediante tres enlaces tipo σ entre los tres orbitales híbridos sp^2 semicupados del boro y los tres orbitales $2p$ semicupados de los tres átomos de flúor. Dada la disposición espacial de los tres orbitales híbridos del boro, la geometría de la molécula es **triangular plana**.



b) (0,5 p) Explique cuál de las dos moléculas es más polar.

La molécula de trifluoruro de boro es apolar, ya que la simetría de su geometría da como resultado un momento dipolar molecular nulo.

La molécula de amoníaco es polar debido a la falta de simetría de su geometría.



c) (0,5 p) Explique como serán los enlaces intermoleculares en cada uno de los compuestos.

Debido a la apolaridad del trifluoruro de boro, entre sus moléculas solo existen débiles **fuerzas de dispersión (fuerzas de London)**.

En el amoníaco, debido a su polaridad, existen **fuerzas de Van der Waals**, pero, además, debido a la alta polaridad de los enlaces N - H existen también **enlaces de hidrógeno**.

d) (0,5 p) Razone cuál de los dos compuestos tendrá un punto de ebullición más alto.

Ambas son sustancias covalentes moleculares, que, por lo general, tienen puntos de ebullición bajos. No obstante, **presentará mayor punto de ebullición el amoníaco**, ya que debido a su polaridad molecular entre sus moléculas se forman fuerzas de Van der Waals y enlace de hidrógeno, mientras que, en el trifluoruro de boro, al ser apolar, solamente se establecen fuerzas de dispersión, mucho más débiles.

BLOQUE 2

3.- [2 PUNTOS] En la tabla adjunta se recogen los valores, a distintas temperaturas, de la constante del equilibrio químico: $2 \text{SO}_3 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{SO}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g})$

T (K)	298	400	600	800	1000
K_p	$2,82 \cdot 10^{-25}$	$1,78 \cdot 10^{-16}$	$1,98 \cdot 10^{-8}$	$1,29 \cdot 10^{-3}$	$2,64 \cdot 10^{-1}$

a) (1 p) Justifique si reacción anterior es endotérmica o exotérmica.

El valor de la constante de equilibrio varía con la temperatura. Esta variación está dada por la ecuación de Van't Hoff:

$$\ln \frac{(K_p)_1}{(K_p)_2} = - \frac{\Delta H^\circ}{R} \cdot \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$

Según esta ecuación, en las reacciones endotérmicas ($\Delta H > 0$) al aumentar la temperatura ($T_2 > T_1$), aumenta el valor de la constante de equilibrio ($K_{p,2} > K_{p,1}$), mientras que en las reacciones exotérmicas ($\Delta H < 0$) al aumentar la temperatura ($T_2 > T_1$), aumenta el valor de la constante de equilibrio ($K_{p,2} < K_{p,1}$).

Como podemos ver en la tabla, al aumentar la temperatura se produce un aumento de la constante de equilibrio, por lo que **la reacción es endotérmica**.

- b) (1 p) Explique cómo afecta al equilibrio un aumento de la presión, manteniendo constante la temperatura.

De acuerdo con el principio de Le Chatelier, al perturbar un equilibrio estable este evoluciona hacia un nuevo estado de equilibrio oponiéndose a la variación que le sacó del equilibrio inicial. En este caso, al aumentar la presión **el equilibrio se va a desplazar en el sentido en el que disminuya el número de moles gaseosos (hacia la izquierda)**, para de este modo producir una disminución de la presión.

4.- [2 PUNTOS] En 500 mL de una disolución acuosa 0,1 M de NaOH.

- a) (0,5 p) ¿Cuál es la concentración de iones OH^- ?
b) (0,5 p) ¿Cuál es la concentración de iones H_3O^+ ?

Respondo conjuntamente a ambos apartados.

El hidróxido de sodio es una base fuerte, por lo que está completamente disociado.



Aplicando el producto iónico del agua:

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+_{(ac)}] \cdot [\text{OH}^-_{(ac)}] \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+_{(ac)}] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-_{(ac)}]} = \frac{10^{-14}}{0,1} = \mathbf{10^{-13} \text{ mol/L}}$$

- c) (0,5 p) ¿Cuál es el pH?

$$\mathbf{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+_{(ac)}] = -\log [10^{-13}] = \mathbf{13}$$

- d) (0,5 p) ¿Cuántos mL de una disolución de HCl 0,5 M son necesarios añadir para alcanzar el punto de equivalencia, en la neutralización ácido-base?

El ácido clorhídrico es un ácido fuerte que, en disolución está completamente disociado.



Para que se produzca la neutralización completa (punto de equivalencia):

$$[\text{OH}^-_{(ac)}] = [\text{H}^+_{(ac)}] \Rightarrow \frac{500 \text{ mL} \cdot 0,1 \text{ mol/L}}{(500 + x) \text{ mL}} = \frac{x \text{ mL} \cdot 0,5 \text{ mol/L}}{(500 + x) \text{ mL}} \Rightarrow \mathbf{x = 100 \text{ mL de HCl } 0,5 \text{ M}}$$

5.- [2 PUNTOS] El análisis químico de una disolución saturada de carbonato de bario, en agua, indica que la concentración de iones $[\text{Ba}^{2+}]$ es 14 mg/L.

DATO: Masa atómica Ba: 137,3

- a) (1 p) Calcule el producto de solubilidad del BaCO_3 .

	$\text{BaCO}_3 \text{ (s)}$	\rightleftharpoons	$\text{Ba}^{2+} \text{ (ac)}$	+	$\text{CO}_3^{2-} \text{ (ac)}$
Concentración inicial (mol/L)	a		--		--
Variación (mol/L)	-s		+s		+s
Concentración en equilibrio (mol/L)	a - s		s		s

$$[\text{Ba}^{2+}] = s = 14 \frac{\text{mg}}{\text{l}} \cdot \frac{1 \text{ g}}{10^3 \text{ mg}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{137,3 \text{ g}} = \mathbf{1,02 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}}$$

$$\mathbf{K_{ps} = [\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{CO}_3^{2-}] = s \cdot s = s^2 = (1,02 \cdot 10^{-4})^2 = \mathbf{1,04 \cdot 10^{-8}}}$$

- b) (1 p) Razone como variará la $[\text{Ba}^{2+}]$ si se adiciona a la disolución saturada ion CO_3^{2-} .

De acuerdo con el principio de Le Chatelier, al perturbar un equilibrio estable este evoluciona hacia un nuevo estado de equilibrio oponiéndose a la variación que le sacó del equilibrio inicial. En este

caso, al aumentar la concentración de iones carbonato el equilibrio se va a desplazar en el sentido en el que disminuya su concentración (hacia la izquierda), de modo que la $[Ba^{2+}]$ disminuye, volviéndose más insoluble el carbonato de bario. Este es un ejemplo del efecto del ion común.

6.- [2 PUNTOS] El cloro es un gas muy utilizado en la industria química. Se puede obtener según la siguiente reacción: $MnO_2 (s) + HCl (ac) \rightarrow MnCl_2 (ac) + Cl_2 (g) + H_2O (l)$.

Se quieren obtener 42,6 g de cloro y se dispone de ácido clorhídrico 5 M y de óxido de manganeso (IV).

DATOS: Masas atómicas Cl: 35,5 O: 16 H: 1 Mn: 55

a) (1 p) Ajuste la reacción por el método del ion-electrón.



b) (1 p) Calcule el volumen mínimo de la disolución de ácido clorhídrico y la masa mínima de óxido de manganeso (IV) que se necesitan para obtener los 42,6 g de cloro.

$$V_{HCl} = 42,6 \text{ g } Cl_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } Cl_2}{71 \text{ g } Cl_2} \cdot \frac{4 \text{ mol } HCl}{1 \text{ mol } Cl_2} \cdot \frac{1 \text{ L}}{5 \text{ mol } HCl} = 0,48 \text{ L}$$

$$M_{MnO_2} = 42,6 \text{ g } Cl_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } Cl_2}{71 \text{ g } Cl_2} \cdot \frac{1 \text{ mol } MnO_2}{1 \text{ mol } Cl_2} \cdot \frac{87 \text{ g } MnO_2}{1 \text{ mol } MnO_2} = 52,2 \text{ g}$$

7.- [2 PUNTOS] Una muestra de un metal se disuelve en ácido clorhídrico (HCl) y se realiza la electrólisis de la disolución. Cuando han pasado por la célula electrolítica 3215 C, se encuentran que en el cátodo se han depositado 1,74 g de metal. Calcule:

DATOS: F: 96500 C Masa atómica del metal: 157,2

a) (1 p) La carga del ion metálico.

En el cátodo de la célula electrolítica tiene lugar la reducción del catión metálico:



De modo que para que se deposite un mol de metal han tenido que circular n moles de electrones (n faradays de carga).

$$\frac{157,2 \text{ g}}{n \cdot 96500 \text{ C}} = \frac{1,74 \text{ g}}{3215} \Rightarrow n = \frac{157,2 \cdot 3215}{96500 \cdot 1,74} = 3$$

El ion metálico tiene carga +3.

b) (1 p) El volumen de cloro desprendido medido en condiciones normales.

En el ánodo de la célula electrolítica tiene lugar la oxidación de los iones cloruro:



$$V_{Cl_2, cn} = 3215 \text{ C} \cdot \frac{1 \text{ F}}{96500 \text{ C}} \cdot \frac{1 \text{ mol } Cl_2}{2 \text{ F}} \cdot \frac{22,4 \text{ L cn}}{1 \text{ mol } Cl_2} = 0,37 \text{ L}$$

8.- [2 PUNTOS] En un matraz de 2 L, en el que previamente se ha hecho el vacío, se introducen 0,40 moles de COCl_2 (fosgeno) y se calienta a 900°C , estableciéndose el siguiente equilibrio:



Sabiendo que a esa temperatura el valor de K_c es 0,083, calcule:

- a) (1 p) La concentración de todas las especies en el equilibrio.

	$\text{COCl}_2(\text{g})$	\rightleftharpoons	$\text{CO}(\text{g})$	+	$\text{Cl}_2(\text{g})$
Concentración Inicial (mol/L)	0,2		--		--
Variación (mol/L)	-x		+x		+x
Concentración Equilibrio (mol/L)	0,2 - x		x		x

$$K_c = \frac{[\text{CO}] \cdot [\text{Cl}_2]}{[\text{COCl}_2]} \Rightarrow 0,083 = \frac{x^2}{0,2 - x} \quad \text{Resolviendo: } x = \begin{cases} -0,094 \text{ mol/L} \\ 0,094 \text{ mol/L} \end{cases}$$

De modo que las concentraciones en el equilibrio son:

$$[\text{COCl}_2]_{eq} = 0,2 - x = 0,2 - 0,094 = 0,106 \text{ mol/L}$$

$$[\text{CO}]_{eq} = [\text{Cl}_2]_{eq} = x = 0,094 \text{ mol/L}$$

- b) (1 p) El grado de disociación del fosgeno en estas condiciones.

$$\alpha = \left(\frac{x}{0,2} \right) \cdot 100 = \left(\frac{0,094}{0,2} \right) \cdot 100 = 47 \%$$

Este ejercicio también se puede resolver de esta otra manera:

	$\text{COCl}_2(\text{g})$	\rightleftharpoons	$\text{CO}(\text{g})$	+	$\text{Cl}_2(\text{g})$
Concentración Inicial (mol/L)	0,2		--		--
Variación (mol/L)	-0,2 α		+0,2 α		+0,2 α
Concentración Equilibrio (mol/L)	0,2 · (1 - α)		+0,2 α		+0,2 α

$$K_c = \frac{[\text{CO}] \cdot [\text{Cl}_2]}{[\text{COCl}_2]} \Rightarrow 0,083 = \frac{(0,2\alpha)^2}{0,2(1-\alpha)} \Rightarrow 0,083 = \frac{0,2\alpha^2}{(1-\alpha)} \quad \text{Resolviendo: } \alpha = \begin{cases} -0,885 \\ 0,47 \end{cases}$$

De modo que las concentraciones en el equilibrio son:

$$[\text{COCl}_2]_{eq} = 0,2 \cdot (1 - \alpha) = 0,2 \cdot (1 - 0,47) = 0,106 \text{ mol/L}$$

$$[\text{CO}]_{eq} = [\text{Cl}_2]_{eq} = 0,2 \cdot \alpha = 0,2 \cdot 0,47 = 0,094 \text{ mol/L}$$

BLOQUE 3

9.- [2 PUNTOS] Escribe y nombra:

Este ejercicio tiene muchas posibles soluciones. Aquí solamente reflejo un ejemplo.

- a) (0,5 p) Un hidrocarburo saturado y un isómero de cadena.



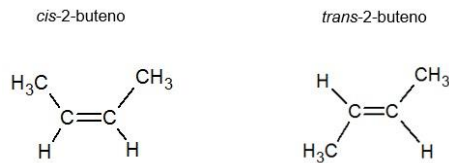
- b) (0,5 p) Un alcohol y un isómero de posición.



- c) (0,5 p) Un aldehído que presente isomería óptica.

$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}(\text{CH}_3) - \text{CHO}$ (2-metilbutanal). El carbono en rojo es asimétrico o quiral (está unido a cuatro grupos atómicos diferentes).

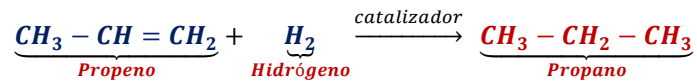
d) (0,5 p) Un hidrocarburo que presente isomería geométrica.



10.- [2 PUNTOS] Ponga un ejemplo de los siguientes tipos de reacciones orgánicas:

Este ejercicio tiene muchas posibles soluciones. Aquí solamente reflejo un ejemplo.

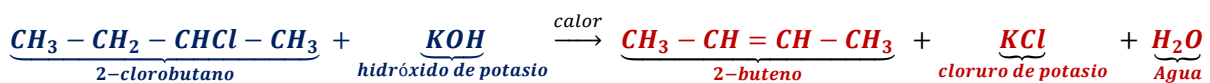
a) (0,5 p) Reacción de adición a un alqueno.



b) (0,5 p) Reacción de sustitución de un alcohol.



c) (0,5 p) Reacción de eliminación en un cloruro de alquilo.



d) (0,5 p) Reacción de oxidación de un aldehído.

