

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.

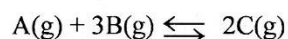
BLOQUE 1

1. [2 PUNTOS] Para un átomo en su estado fundamental, razone sobre la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:
 - a) [0,5 PUNTOS] El número máximo de electrones con número cuántico $n = 2$ es 6.
 - b) [0,5 PUNTOS] En un orbital 3d sólo puede haber 2 electrones.
 - c) [0,5 PUNTOS] Si en los orbitales 3p se sitúan 4 electrones, no habrá ninguno desapareado.
 - d) [0,5 PUNTOS] Un electrón situado en un orbital 3p puede tener la siguiente serie de números cuánticos $(n, l, m, s) / (2, 1, -1, +1/2)$.
2. [2 PUNTOS] El amoníaco y el metano son compuestos gaseosos en condiciones normales.
 - a) [0,5 PUNTOS] Escriba la estructura de Lewis para las moléculas NH_3 y CH_4 .
 - b) [0,5 PUNTOS] Dibuje la geometría de cada molécula según la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.
 - c) [0,5 PUNTOS] Considerando las geometrías moleculares, razone acerca de la polaridad de ambas moléculas.
 - d) [0,5 PUNTOS] Razone cuál tendrá un punto de ebullición más alto.

DATOS: Números atómicos: C = 6; N = 7; H = 1.

BLOQUE 2

3. [2 PUNTOS] Dada la reacción: $\text{KMnO}_4 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{K}_2\text{SO}_4$
 - a) [0,5 PUNTOS] Explique cuáles son las especies oxidante y reductora.
 - b) [0,5 PUNTOS] Escriba las semirreacciones de oxidación y de reducción.
 - c) [0,5 PUNTOS] Escriba la reacción molecular ajustada.
 - d) [0,5 PUNTOS] Se dispone de disolución de permanganato de potasio 2M. ¿Qué volumen habrá que utilizar si se quiere obtener 2 moles de yodo?
4. [2 PUNTOS] En un recipiente de 10 litros se introducen 2 moles de compuesto A y 1 mol del compuesto B. Se calienta a 300°C y se establece el siguiente equilibrio:



Sabiendo que cuando se alcanza el equilibrio el número de moles de B es igual al de C. Calcule:

- a) [1 PUNTO] Las concentraciones de cada componente en el equilibrio.
- b) [1 PUNTO] El valor de las constantes de equilibrio K_c y K_p a esa temperatura.

DATOS: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$.

5. [2 PUNTOS] Al calentar bicarbonato de sodio (NaHCO_3) en un recipiente cerrado se establece el siguiente equilibrio: $2 \text{NaHCO}_3 (\text{s}) \rightleftharpoons \text{Na}_2\text{CO}_3 (\text{s}) + \text{H}_2\text{O} (\text{g}) + \text{CO}_2 (\text{g})$
Indique, razonadamente, cómo se afectaría la posición del equilibrio si permaneciendo constante la temperatura:

- a) [0,5 PUNTOS] Se retira CO_2 del sistema.
- b) [0,5 PUNTOS] Se adiciona H_2O al sistema.
- c) [0,5 PUNTOS] Se retira parte de NaHCO_3 del sistema.
- d) [0,5 PUNTOS] Se aumenta la presión del sistema.

6. [2 PUNTOS] Se dispone de tres disoluciones A, B, C, de concentraciones todas ellas 0,1M. Haga los cálculos necesarios para completar la siguiente tabla, indicando en la última columna, en cada caso, si la disolución es ácida o básica.

Disoluciones	pH	$[\text{H}_3\text{O}^+] (\text{M})$	$[\text{OH}^-] (\text{M})$	ácida/básica
A	1			
B		$2 \cdot 10^{-4}$		
C			$2 \cdot 10^{-5}$	

7. [2 PUNTOS] La constante K_b del NH_3 , es igual a $1,8 \cdot 10^{-5}$ a 25°C . Determine:

- a) [0,5 PUNTOS] La concentración de las especies iónicas en una disolución 0,2 M de amoníaco.
- b) [0,5 PUNTOS] El pH de la disolución.
- c) [0,5 PUNTOS] El grado de disociación del amoníaco.
- d) [0,5 PUNTOS] La disolución de una sal procedente del amoníaco (NH_4Cl) será ácida, básica o neutra, razónelo.

8. [2 PUNTOS] Indique, razonadamente, si son ciertas o falsas las siguientes propuestas, utilizando un diagrama de energía/avance de la reacción.

Cuando se adiciona un catalizador a un sistema reaccionante:

- a) [1 PUNTO] La variación de entalpía de la reacción se hace más negativa, es decir, la reacción se hace más exotérmica y por tanto es más rápida.
- b) [1 PUNTO] Disminuye la energía de activación del proceso y aumenta la velocidad del mismo.

BLOQUE 3

9. [2 PUNTOS] Para el compuesto $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}=\text{CHCOOH}$ (ácido pent-2-enoico), escriba:

- a) [0,5 PUNTOS] La fórmula de un isómero que contenga la función cetona.
- b) [0,5 PUNTOS] La pareja de moléculas de este ácido que son isómeros cis-trans.
- c) [0,5 PUNTOS] La fórmula de un isómero de cadena de este ácido.
- d) [0,5 PUNTOS] La fórmula de un compuesto resultado de una reacción de adición.

10. [2 PUNTOS] Conteste a las siguientes cuestiones:

- a) [0,5 PUNTOS] Escriba la reacción de adición de cloruro de hidrogeno a $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}=\text{CH}_2$.
- b) [0,5 PUNTOS] Escriba y ajuste la reacción de combustión del propano.
- c) [0,5 PUNTOS] Escriba el compuesto que se obtiene cuando el cloro molecular se adiciona al metilpropeno.
- d) [0,5 PUNTOS] Escriba un compuesto que se obtenga en la reacción de reducción del etanol.

BLOQUE 1

1.- [2 PUNTOS] Para un átomo en su estado fundamental, razone sobre la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:

- a) [0,5 PUNTOS] El número máximo de electrones con número cuántico $n = 2$ es 6.

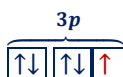
FALSO. El nivel de energía $n = 3$ está formado por los subniveles 2s (1 orbital), 2p (3 orbitales), por lo que en total está formado por 4 orbitales que pueden albergar un máximo de 2 electrones cada uno (cumpliendo el principio de exclusión de Pauli), dando un máximo de 8 electrones en el nivel $n = 2$.

- b) [0,5 PUNTOS] En un orbital 3d sólo puede haber 2 electrones.

CIERTO. Cualquier orbital de cualquier subnivel de energía puede albergar un máximo de dos electrones que han de cumplir el principio de exclusión de Pauli.

- c) [0,5 PUNTOS] Si en los orbitales 3p se sitúan 4 electrones, no habrá ninguno desapareado.

FALSO. El subnivel 3d está formado por 3 orbitales. Los 4 electrones estarán distribuidos entre estos 3 orbitales cumpliendo el principio de la máxima multiplicidad de Hund (número de electrones desapareados máximo), por lo que habrá 1 electrón desapareado.



- d) [0,5 PUNTOS] Un electrón situado en un orbital 3p puede tener la siguiente serie de números cuánticos (n, ℓ, m, s) / (2, 1, -1, + 1/2)

FALSO. Un electrón situado en un orbital 3p tendrá como número cuántico principal $n = 3$.

2.- [2 PUNTOS] El amoníaco y el metano son compuestos gaseosos en condiciones normales.

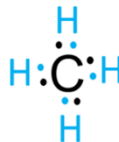
DATOS: Números atómicos: H: 1 C: 6 N: 7

- a) (0,5 p) Escriba las estructuras de Lewis para las moléculas NH_3 y CH_4 .

N ($Z = 7$): $1s^2 2s^2 2p^3$

C ($Z = 6$): $1s^2 2s^2 2p^2$

H ($Z = 1$): $1s^1$

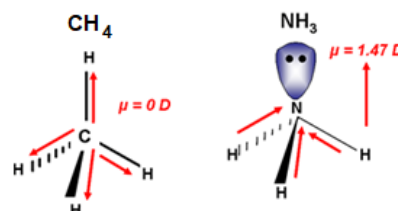


- b) (0,5 p) Dibuje la geometría de cada molécula según la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.

Según la teoría de repulsión de pares de electrones de la capa de valencia, la geometría más probable para una molécula está determinada por la mínima repulsión entre los pares de electrones que rodean al átomo central.

NH_3 : el nitrógeno se rodea de cuatro pares de electrones, tres enlazantes y uno no enlazante, por lo que su geometría es de pirámide trigonal.

CH_4 : el carbono se rodea de cuatro pares de electrones, todos ellos enlazantes, por lo que su geometría es tetraédrica.



- c) (0,5 p) Considerando las geometrías moleculares, razone acerca de la polaridad de ambas moléculas.

La geometría tetraédrica del **metano** es simétrica, lo que hace que la suma vectorial de los momentos dipolares de los enlaces C – H sea nula, por lo que se trata de una **molécula apolar**.

La geometría piramidal del **amoniaco** no es simétrica, lo que hace que la suma vectorial de los momentos dipolares de los enlaces N – H no sea nula, por lo que se trata de una **molécula polar**.

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

En el metano, por tratarse de una molécula apolar, solo existen fuerzas intermoleculares de tipo Van der Waals entre dipolos instantáneos (fuerzas de dispersión o de London) de carácter muy débil.

En el amoniaco, por tratarse de una molécula polar, existen fuerzas intermoleculares de tipo Van der Waals entre dipolos permanentes y, además existen enlaces de hidrógeno debido a la elevada polaridad de los enlaces N – H.

La mayor intensidad de las fuerzas intermoleculares en el amoniaco hace que este compuesto tenga un mayor punto de ebullición.

BLOQUE 2

3.- [2 PUNTOS] Dada la reacción: $\text{KMnO}_4 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{K}_2\text{SO}_4$

- a) (0,5 p) Explica cuáles son las especies oxidantes y cuáles las reductoras.

Oxidante: El KMnO_4 (donde el manganeso presenta número de oxidación +7), ya que captando electrones se reduce a Mn^{+2} (número de oxidación +2).

Reductor: El KI (donde el yodo presenta número de oxidación -1), ya que cediendo electrones se oxida a I_2 (donde el yodo tiene número de oxidación 0).

- b) (0,5 p) Escribe las semirreacciones de reducción y de oxidación.

Semirreacción de oxidación: $(2 \text{I}^- \rightarrow \text{I}_2 + 2 \text{e}^-) \times 5$

Semirreacción de reducción: $(\text{MnO}_4^- + 8 \text{H}^+ + 5 \text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{+2} + 4 \text{H}_2\text{O}) \times 2$

- c) (0,5 p) Escribe la reacción molecular ajustada por el método ion-electrón.

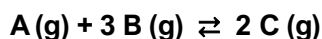
Ajuste iónico: $10 \text{I}^- + 2 \text{MnO}_4^- + 16 \text{H}^+ \rightleftharpoons 5 \text{I}_2 + 2 \text{Mn}^{+2} + 8 \text{H}_2\text{O}$

Ajuste molecular: $10 \text{KI} + 2 \text{KMnO}_4 + 8 \text{H}_2\text{SO}_4 \rightleftharpoons 5 \text{I}_2 + 2 \text{MnSO}_4 + 6 \text{K}_2\text{SO}_4 + 8 \text{H}_2\text{O}$

- d) (0,5 p) Se dispone de disolución de permanganato de potasio 2M. ¿Qué volumen habrá que utilizar si se quiere obtener 2 moles de yodo?

$$V_{\text{disolución}} = 2 \text{ mol I}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol KMnO}_4}{5 \text{ mol I}_2} \cdot \frac{1 \text{ L disolución}}{2 \text{ mol KMnO}_4} = 0,4 \text{ L}$$

4.- **[2 PUNTOS]** En un recipiente de 10 litros se introducen 2 moles del compuesto A y 1 mol del compuesto B. Se calienta a 300 °C y se establece el siguiente equilibrio



Sabiendo que cuando se alcanza el equilibrio el número de moles de B es igual al de C. Calcule:

- a) **(1 p)** Las concentraciones de cada componente en el equilibrio.

	A (g)	+	3 B (g)	\rightleftharpoons	2 C (g)
Moles iniciales (mol)	2		1		--
Variación (mol)	-x		-3x		+2x
Moles en el equilibrio (mol/L)	2 - x		1-3x		2x

$$(n_B)_{eq} = (n_C)_{eq} \Rightarrow 1 - 3x = 2x \Rightarrow 1 = 5x \Rightarrow x = \frac{1}{5} = 0,2 \text{ mol}$$

$$[A]_{eq} = \frac{2 - x}{V} = \frac{2 - 0,2}{10} = 0,18 \text{ mol/L}$$

$$[B]_{eq} = \frac{1 - 3x}{V} = \frac{1 - (3 \cdot 0,2)}{10} = 0,04 \text{ mol/L}$$

$$[C]_{eq} = \frac{2x}{V} = \frac{2 \cdot 0,2}{10} = 0,04 \text{ mol/L}$$

- b) **(1 p)** El valor de las constantes de equilibrio K_c y K_p a esta temperatura.

$$K_c = \frac{[C]^2}{[A] \cdot [B]^3} = \frac{(0,04)^2}{(0,18) \cdot (0,04)^3} = 138,9$$

$$K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} = 138,9 \cdot (0,082 \cdot 573)^{-2} = 6,3 \cdot 10^{-2}$$

5.- **[2 PUNTOS]** Al calentar bicarbonato de sodio (NaHCO_3) en un recipiente cerrado se establece el siguiente equilibrio:



Indique, razonadamente, cómo se afectaría la posición de equilibrio si permaneciendo la temperatura constante:

- a) **(0,5 p)** Se retira CO_2 del sistema.

De acuerdo con el principio de Le Châtelier, al perturbar un equilibrio estable éste evoluciona hacia un nuevo estado de equilibrio oponiéndose a la variación que le sacó del equilibrio inicial. En este caso, al retirar CO_2 del sistema **el equilibrio se va a desplazar** en el sentido en el que aumente la cantidad de CO_2 , es decir **hacia la derecha**.

- b) **(0,5 p)** Se adiciona H_2O al sistema.

De acuerdo con el principio de Le Châtelier, al añadir H_2O al sistema **el equilibrio se va a desplazar** en el sentido en el que disminuya la cantidad de H_2O , es decir **hacia la izquierda**.

- c) **(0,5 p)** Se retira parte del NaHCO_3 del sistema.

De acuerdo al principio de Le Châtelier **el equilibrio no se verá alterado**, ya que se trata de un equilibrio heterogéneo y el bicarbonato de sodio es sólido.

- d) **(0,5 p)** Se aumenta la presión del sistema.

De acuerdo con el principio de Le Châtelier, al aumentar la presión **el equilibrio se va a desplazar** en el sentido en el que disminuya el número de moles gaseosos (y con ello se produzca una disminución de la presión), es decir **hacia la izquierda**.

6.- [2 PUNTOS] Se dispone de tres disoluciones A, B y C todas ellas 0,1 M. Haga los cálculos necesarios para completar la siguiente tabla, indicando en la última columna, en cada caso, si la disolución es ácida o básica.

DISOLUCIONES	pH	$[H_3O^+]$ (M)	$[OH^-]$ (M)	ácida/básica
A	1			
B		$2 \cdot 10^{-4}$		
C			$2 \cdot 10^{-5}$	

En todas las disoluciones acuosas se cumple el llamado “producto iónico del agua”:

$$K_w = 1 \cdot 10^{-14} = [H_3O^+] \cdot [OH^-]$$

Además, el pH de una disolución acuosa se define como:

$$pH = -\log [H_3O^+] \Rightarrow [H_3O^+] = 10^{-pH}$$

Una disolución acuosa se dice que es ácida cuando la $[H_3O^+] > [OH^-]$ y por lo tanto su $pH < 7$ y es básica cuando la $[H_3O^+] < [OH^-]$ y por lo tanto su $pH > 7$.

DISOLUCIÓN A:

$$[H_3O^+] = 10^{-1} = 0,1 \text{ mol/L}; [OH^-] = \frac{K_w}{[H_3O^+]} = \frac{10^{-14}}{0,1} = 10^{-13} \text{ mol/L}; pH = 1 < 7 \Rightarrow \text{ácido}$$

DISOLUCIÓN B:

$$[OH^-] = \frac{K_w}{[H_3O^+]} = \frac{10^{-14}}{2 \cdot 10^{-4}} = 5 \cdot 10^{-11} \text{ mol/L}; pH = -\log [H_3O^+] = -\log [2 \cdot 10^{-4}] = 3,7 < 7 \Rightarrow \text{ácido}$$

DISOLUCIÓN C:

$$[H_3O^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} = \frac{10^{-14}}{2 \cdot 10^{-5}} = 5 \cdot 10^{-10} \frac{\text{mol}}{\text{L}}; pH = -\log [H_3O^+] = -\log [5 \cdot 10^{-10}] = 9,3 > 7 \Rightarrow \text{básico}$$

DISOLUCIONES	pH	$[H_3O^+]$ (M)	$[OH^-]$ (M)	ácida/básica
A	1	0,1	10^{-13}	ácida
B	3,7	$2 \cdot 10^{-4}$	$5 \cdot 10^{-11}$	ácida
C	9,3	$5 \cdot 10^{-10}$	$2 \cdot 10^{-5}$	básica

7.- [2 PUNTOS] La constante K_b del NH_3 , es igual a $1,8 \cdot 10^{-5}$ a 25 °C. En una disolución acuosa 0,2 M de amoníaco, determina:

a) (0,5 p) La concentración de las especies iónicas en una disolución 0,2 M de amoníaco.

	NH_3 (ac)	+	H_2O (l)	\rightleftharpoons	NH_4^+ (ac)	+	OH^- (ac)
Concentración inicial (mol/L)	0,2				--		--
Variación (mol/L)	-x				x		x
Concentración equilibrio (mol/L)	0,2 - x				x		x

$$K_b = \frac{[NH_4^+] \cdot [OH^-]}{[NH_3]} \Rightarrow 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{[x] \cdot [x]}{[0,2 - x]} \Rightarrow x^2 - 1,8 \cdot 10^{-5}x - 3,6 \cdot 10^{-6} = 0$$

$$\text{Resolviendo} \begin{cases} x_1 = 1,89 \cdot 10^{-3} \\ x_2 = -1,91 \cdot 10^{-3} \end{cases}$$

De modo que:

$$[NH_4^+] = [OH^-] = x = 1,89 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

También podemos calcular la concentración de iones hidronio de la disolución:

$$K_w = [H_3O^+] \cdot [OH^-] \Rightarrow [H_3O^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} = \frac{10^{-14}}{1,89 \cdot 10^{-3}} = 5,29 \cdot 10^{-12} \text{ mol/L}$$

b) (0,5 p) El pH de la disolución.

Podemos calcular el pH directamente si hemos calculado previamente la concentración de iones hidronio:

$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log (5,29 \cdot 10^{-12}) = 11,28$$

También podemos calcularlo indirectamente:

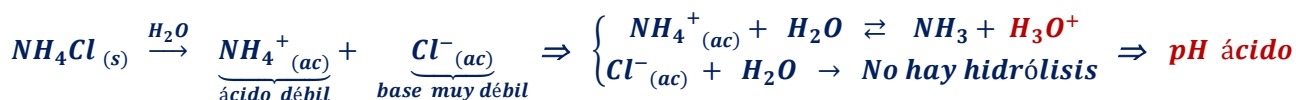
$$pOH = -\log [OH^-] = -\log (1,89 \cdot 10^{-3}) = 2,72 \Rightarrow pH = 14 - pOH = 14 - 2,72 = 11,28$$

c) (0,5 p) El grado de disociación del amoníaco.

$$\alpha = \left(\frac{x}{0,2} \right) \cdot 100 = \left(\frac{1,89 \cdot 10^{-3}}{0,2} \right) \cdot 100 = 0,94 \%$$

d) (0,5 p) La disolución de una sal procedente del amoníaco (NH_4Cl) será ácida, básica o neutra. Razónalo.

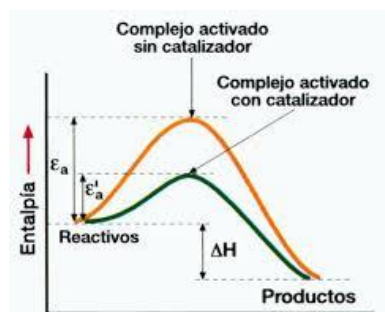
El ion amonio es un ácido débil, ya que es el conjugado de una base débil (el amoníaco). El anión cloruro es una base muy débil, ya que es el conjugado de un ácido fuerte (el ácido clorhídrico).



8.- [2 PUNTOS] Indique, razonadamente, si son ciertas o falsas las siguientes propuestas, utilizando un diagrama de energía/avance de la reacción.

Cuando se adiciona un catalizador a un sistema reaccionante:

- a) (1 p) La variación de entalpía de la reacción se hace más negativa, es decir, la reacción se hace más exotérmica y por tanto es más rápida.
- b) (1 p) Disminuye la energía de activación y aumenta la velocidad del proceso.



Contesto los dos apartados simultáneamente.

Cuando añadimos un catalizador positivo a una reacción, esta transcurre mediante un nuevo mecanismo con una menor energía de activación, por lo que aumenta su velocidad, pero no modifica la entalpía de reacción, que solamente depende de la energía de los reactivos y los productos (que son los mismos con catalizador y sin catalizador), por lo que no se hace más exotérmica.

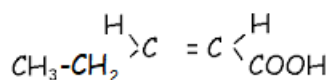
BLOQUE 3

9.- [2 PUNTOS] Para el compuesto $CH_3-CH_2-CH=CH-COOH$ (ácido pent-2-enoico), escriba:

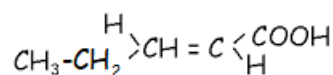
a) (0,5 p) La fórmula de un isómero que tenga la función cetona.

$CH_3-CO-CH_2-CO-CH_3$ (penta-2,4-diona). Hay más posibilidades.

- b) (0,5 p) La pareja de moléculas de este ácido que son isómeros cis-trans.



Ácido cis-pent-2-enoico



Ácido trans-pent-2-enoico

- c) (0,5 p) La fórmula de un isómero de cadena de este ácido.

CH₃-C(CH₃)=CH-COOH (Ácido 3-metilbut-2-enoico) Hay otras posibilidades

- d) (0,5 p) La fórmula de un compuesto resultado de una adición.



10.- [2 PUNTOS] Conteste a las siguientes cuestiones:

- a) (0,5 p) Escriba la reacción de adición de cloruro de hidrógeno a CH₃ - CH₂ - CH = CH₂.

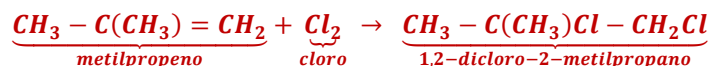


Se ha formulado solamente el producto mayoritario de acuerdo a la regla de Markovnikov.

- b) (0,5 p) Escriba y ajuste la reacción de combustión del propano.



- c) (0,5 p) Escriba el compuesto que se obtiene cuando el cloro molecular se adiciona al metilpropeno.



- d) (0,5 p) Escriba un compuesto que se obtenga en la reacción de reducción del etanol.

Los alcoholes no se reducen, solamente se oxidan.