

- Instrucciones:**
- a) Duración: 1 hora y 30 minutos.
 - b) Elija y desarrolle una opción completa, sin mezclar cuestiones de ambas. Indique, **claramente**, la opción elegida.
 - c) No es necesario copiar la pregunta, basta con poner su número.
 - d) Se podrá responder a las preguntas en el orden que desee.
 - e) Puntuación: Cuestiones (nº 1,2,3 y 4) hasta 1'5 puntos cada una. Problemas (nº 5 y 6) hasta 2 puntos cada uno.
 - f) Exprese sólo las ideas que se piden. Se valorará positivamente la concreción en las respuestas y la capacidad de síntesis.
 - g) Se permitirá el uso de calculadoras que no sean programables, gráficas ni con capacidad para almacenar o transmitir datos.

OPCIÓN A

- 1.- Formule o nombre los compuestos siguientes: a) Hidróxido de calcio b) Ácido fosfórico
c) 1,2-Dimetilbenceno d) Br_2O_5 e) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ f) $\text{CH}_3\text{COCH}_2\text{CH}_3$

- 2.- La siguiente tabla proporciona los valores de las energías de ionización (eV) de tres elementos.

	1ª	2ª	3ª	4ª
Li	5'4	75'6	122'5	-----
Na	5'1	47'3	71'9	99'1
K	4'3	31'8	46'1	61'1

- a) ¿Por qué la primera energía de ionización disminuye del litio al potasio?
- b) ¿Por qué la segunda energía de ionización de cada elemento es mucho mayor que la primera?
- c) ¿Por qué no se da el valor de la cuarta energía de ionización del litio?

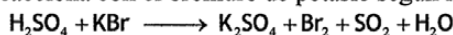
- 3.- Para las siguientes sales: NaCl , NH_4NO_3 y K_2CO_3

- a) Escriba las ecuaciones químicas correspondientes a su disolución en agua.
- b) Clasifique las disoluciones en ácidas, básicas o neutras.

- 4.- a) ¿Cuántos moles de átomos de carbono hay en 1'5 moles de sacarosa ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$)?

- b) Determine la masa en kilogramos de $2'6 \cdot 10^{20}$ moléculas de NO_2
 - c) Indique el número de átomos de nitrógeno que hay en 0'76 g de NH_4NO_3
- Masas atómicas: O = 16; N = 14; H = 1.

- 5.- El ácido sulfúrico concentrado reacciona con el bromuro de potasio según la reacción:



- a) Ajústela por el método del ion-electrón y escriba las dos semiecuaciones redox.
- b) Calcule el volumen de bromo líquido (densidad 2'92 g/mL) que se obtendrá al tratar 90'1 g de bromuro de potasio con suficiente cantidad de ácido sulfúrico.

Masas atómicas: Br = 80; K = 39.

- 6.- Calcule:

- a) La entalpía de combustión estándar del octano líquido, sabiendo que se forman CO_2 y H_2O gaseosos.
 - b) La energía que necesita un automóvil por cada kilómetro si consume 5 L de octano por cada 100 km.
- Datos: $\Delta H_f^\circ[\text{H}_2\text{O}(\text{g})] = -241'8 \text{ kJ/mol}$, $\Delta H_f^\circ[\text{CO}_2(\text{g})] = -393'5 \text{ kJ/mol}$, $\Delta H_f^\circ[\text{C}_8\text{H}_{18}(\text{l})] = -250'0 \text{ kJ/mol}$.
Densidad del octano líquido = 0'8 kg/L. Masas atómicas: C = 12; H = 1.

- Instrucciones:**
- a) **Duración: 1 hora y 30 minutos.**
 - b) Elija y desarrolle una opción completa, sin mezclar cuestiones de ambas. Indique, **claramente**, la opción elegida.
 - c) No es necesario copiar la pregunta, basta con poner su número.
 - d) Se podrá responder a las preguntas en el orden que desee.
 - e) Puntuación: Cuestiones (nº 1,2,3 y 4) hasta 1'5 puntos cada una. Problemas (nº 5 y 6) hasta 2 puntos cada uno.
 - f) Exprese sólo las ideas que se piden. Se valorará positivamente la concreción en las respuestas y la capacidad de síntesis.
 - g) Se permitirá el uso de calculadoras que no sean programables, gráficas ni con capacidad para almacenar o transmitir datos.

OPCIÓN B

- 1.- Formule o nombre los compuestos siguientes: a) Monóxido de carbono b) Nitrito de cobre (II)
c) Etilmetil éter d) LiOH e) MnS f) CH₃CH₂COOH

- 2.- Dada la molécula de CCl₄:
 - a) Representéla mediante estructura de Lewis.
 - b) ¿Por qué la molécula es apolar si los enlaces están polarizados?
 - c) ¿Por qué a temperatura ambiente el CCl₄ es líquido y el Cl₄ es sólido?

- 3.- Para el proceso: $2 \text{NO}(\text{g}) + 2 \text{H}_2(\text{g}) \longrightarrow \text{N}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$
La ecuación de velocidad es $v = k \cdot [\text{NO}]^2 \cdot [\text{H}_2]$.
 - a) Indique el orden de la reacción con respecto a cada uno de los reactivos.
 - b) ¿Cuál es el orden total de la reacción?
 - c) Deduzca las unidades de la constante de velocidad.

- 4.- Dados los compuestos CH₃OH, CH₃CH=CH₂ y CH₃CH=CHCH₃, indique razonadamente:
 - a) Los que puedan presentar enlaces de hidrógeno.
 - b) Los que puedan experimentar reacciones de adición.
 - c) Los que puedan presentar isomería geométrica.

- 5.- La codeína es un compuesto monobásico de carácter débil cuya constante K_b es 9·10⁻⁷. Calcule:
 - a) El pH de una disolución acuosa 0'02 M de codeína.
 - b) El valor de la constante de acidez del ácido conjugado de la codeína.

- 6.- A 30 °C y 1 atm el N₂O₄ se encuentra disociado en un 20 % según el siguiente equilibrio:
$$\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2(\text{g})$$

Calcule:
 - a) El valor de las constantes K_p y K_c, a esa temperatura.
 - b) El porcentaje de disociación a 30 °C y 0'1 atm de presión total.Dato: R = 0'082 atm·L·K⁻¹·mol⁻¹.

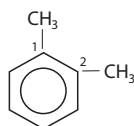
SOLUCIÓN DE LA PRUEBA DE ACCESO

AUTOR: Julio Egea Egea

Opción A

1 a) Hidróxido de calcio: $\text{Ca}(\text{OH})_2$ b) Ácido fosfórico: H_3PO_4

c) 1,2-dimetilbenceno:

d) Br_2O_5 : pentóxido de dibromo u óxido de bromo(V)e) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$: tetraoxosulfato(VI) de hierro(III) o sulfato de hierro(III)f) $\text{CH}_3\text{COCH}_2\text{CH}_3$: butanona

2 a) La energía de ionización es la energía mínima necesaria que hay que proporcionar a un átomo en estado fundamental y gaseoso para arrancar un electrón de la capa más externa del átomo.

La primera energía de ionización es el valor más bajo para arrancar el último electrón de la capa más externa y por ello, el menos atraído por el núcleo.

Es decir, a medida que se baja en el grupo, el electrón de valencia se encuentra más alejado del núcleo, y como consecuencia menos atraído, por lo que la energía de ionización es menor. Esto justifica los valores de la tabla del enunciado.

b) Se realiza el estudio para el Li. El átomo de litio es el tercer elemento del sistema periódico. Su configuración electrónica es $1s^2 2s^1$.

El primer potencial de ionización es de 5,4 eV, que es la energía con la que se arranca el electrón más externo, el $2s^1$; el elemento está ionizado en $1+$, y la capa primera, completa en $1s^2$. El siguiente electrón en ser separado pertenece a dicha capa, y, además, está mucho más atraído por los 3 protones del núcleo, por lo que se necesitará mucha mayor energía que en el caso anterior, esto es, 75,6 eV.

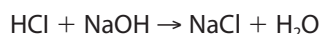
En general, cada vez que el electrón que se arranca pertenece a una capa energética más interna, el orden de magnitud de los valores del potencial de ionización aumenta considerablemente.

c) El Li tiene $Z = 3$ y posee 3 electrones distribuidos según $1s^2 2s^1$. Como no posee 4 electrones, no tiene 4.ª energía de ionización.

3 NaCl: es una sal procedente de ácido fuerte y base fuerte. La reacción de disociación en disolución es:

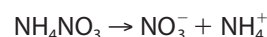


La reacción de obtención de esta sal es:

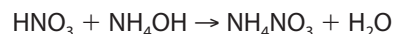


Ambos iones, Na^+ y Cl^- , son débiles, pues son los conjugados del HCl, que es un ácido muy fuerte, y del NaOH, que es una base fuerte. Por tanto, los iones no tienen capacidad de reaccionar con el H_2O , es decir, no producen reacción de hidrólisis. El Na^+ y el Cl^- no se hidrolizan, por eso, la disolución poseerá el pH del agua, esto es, **pH neutro**.

NH_4NO_3 : es una sal procedente de ácido fuerte y base débil. La reacción de disociación es:

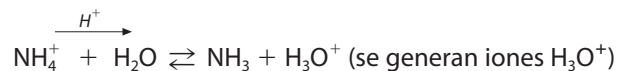


La reacción de obtención de esta sal es:



El ion NO_3^- es una base muy débil, pues es la base conjugada del HNO_3 , que es un ácido muy fuerte; por tanto, el ion no tiene capacidad para reaccionar con el H_2O , es decir, no produce reacción de hidrólisis.

El ion NH_4^+ es un ácido muy fuerte, pues se trata del ácido conjugado del amoníaco (hidróxido de amonio), que es una base muy débil puesto que su K_b es pequeña. Por tanto, este ion sí tiene capacidad para reaccionar con el H_2O , es decir, produce la reacción de hidrólisis siguiente:

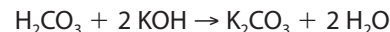


Esta reacción produce un exceso de iones H_3O^+ en la disolución, que adquiere un **pH ácido**.

K_2CO_3 : es una sal procedente de ácido débil y base fuerte. La reacción de disociación es:

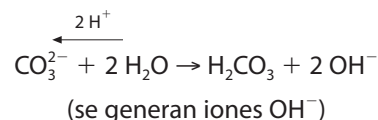


La reacción de obtención de esta sal es:



El ion K^+ es un ácido débil, pues se trata del ácido conjugado del KOH (hidróxido de potasio), que es una base muy fuerte. Por tanto, este ion no tiene capacidad para reaccionar con el H_2O , es decir, no produce la reacción de hidrólisis.

El ion CO_3^{2-} es una base fuerte, pues se trata de la base conjugada del H_2CO_3 (ácido carbónico), que es un ácido débil. Por tanto, este ion sí tiene capacidad para reaccionar con el H_2O , es decir, produce la reacción de hidrólisis siguiente:



Esta reacción produce un exceso de iones OH^- en la disolución, que adquiere un **pH básico**.

4 a) $1,5 \text{ mol de } C_{12}H_{22}O_{11} \cdot \frac{12 \text{ mol de átomos de C}}{1 \text{ mol de } C_{12}H_{22}O_{11}} =$

$= 18 \text{ mol de átomos de C}$

b) $2,6 \cdot 10^{20} \text{ moléculas de } NO_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de moléculas de } NO_2}{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } NO_2} =$
 $= 4,3 \cdot 10^{-4} \text{ mol de } NO_2$

$M_{NO_2} = 46 \text{ g/mol}$

$m = nM_{NO_2} = 4,3 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot 46 \text{ g/mol} =$
 $= 0,0197 \text{ g} \approx 0,02 \text{ g de } NO_2$

La masa es de $2 \cdot 10^{-5} \text{ kg}$.

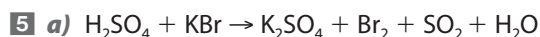
c) $M_{NH_4NO_3} = 80 \text{ uma}$

Cálculo del número de moles de NH_4NO_3 :

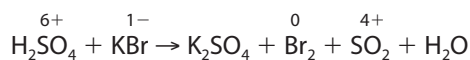
$n = \frac{m}{M_{NH_4NO_3}} = \frac{0,76 \text{ g}}{80 \text{ g/mol}} = 0,0095 =$
 $= 9,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol de } NH_4NO_3$
 $9,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol de } NH_4NO_3 \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } NH_4NO_3}{1 \text{ mol de } NH_4NO_3} =$

$\cdot \frac{2 \text{ átomos de N}}{1 \text{ molécula de } NH_4NO_3} = 1,14 \cdot 10^{22} \text{ átomos de N}$

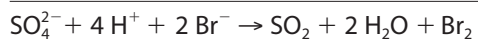
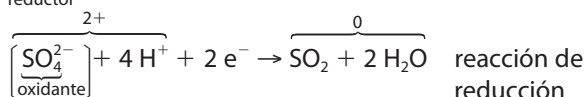
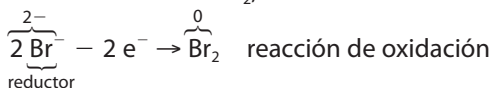
En $0,76 \text{ g de } NH_4NO_3$ hay $1,14 \cdot 10^{22}$ átomos de N.



Se determinan los números de oxidación y se procede de acuerdo con el método del ion-electrón:



Como el bromo es Br_2 , las ecuaciones iónicas serán:



Los 4 protones (H^+) se van a utilizar en el H_2SO_4 .

Pasando los iones a las especies moleculares de procedencia, haciendo intervenir las especies como el K y reordenando el ajuste definitivo, queda:



Masas moleculares (uma)

$98 \quad 119 \quad 160$

Masa

$238 \quad 160$

reaccionante (gramos)

Datos (gramos) $90,1$

b) Aplicando la estequiometría de la reacción:

$90,1 \text{ g de KBr} \cdot \frac{160 \text{ g de } Br_2}{238 \text{ g de KBr}} = 60,57 \text{ g de } Br_2$

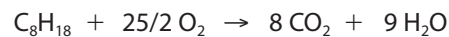
$\rho = m/V \Rightarrow$

$\Rightarrow V = m/\rho = 60,57 \text{ g}/2,92 \text{ g/mL} = 20,74 \text{ mL de } Br_2$

También se puede hacer por razonamiento proporcional:

$\frac{\text{si } 238 \text{ g de KBr}}{\text{producen } 160 \text{ g de } Br_2} = \frac{90,1 \text{ g de KBr}}{\text{producirán } x \text{ g de } Br_2}$
 $x = 60,57 \text{ g de } Br_2$

6 a) Se plantea la reacción ajustada a 1 mol de octano:



$\Delta H_f^\circ (\text{kJ/mol}) \quad -250,0 \quad \quad \quad -393,5 \quad -241,8$

Aplicando el balance energético de la reacción:

$\Delta H_{reacción}^\circ = \sum n \Delta H_{productos}^\circ - \sum n \Delta H_{reactivos}^\circ =$
 $= 8(-393,5) + 9(-241,8) - (-250) =$
 $= -5324,2 + 250 = -5074,2 \text{ kJ/mol}$

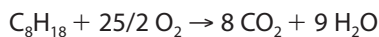
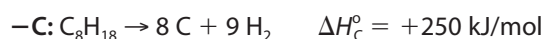
Por tanto, $\Delta H_c^\circ = -5074,2 \text{ kJ/mol} \Rightarrow$ reacción exotérmica

Otra forma: aplicando la ley de Hess

Se plantean las reacciones dadas, con sus entalpías:



Se disponen las ecuaciones en el orden de la principal y se multiplican por los coeficientes necesarios para obtener esta, cambiando el signo de la entalpía si se invierte la reacción:



$\Delta H_{reacción}^\circ = \Delta H_A^\circ + \Delta H_B^\circ + \Delta H_C^\circ =$
 $= (-393,5 \cdot 8) + (-241,8 \cdot 9) + 250 = -5074,2 \text{ kJ/mol}$

b) Consumo por km: $5 \text{ L} / 100 \text{ km} = 0,05 \text{ L/km}$

$\rho = m/V \Rightarrow m = \rho V = 0,8 \text{ kg/L} \cdot 0,05 \text{ L/km} =$
 $= 0,04 \text{ kg/km} = 40 \text{ g/km}$

Sabiendo que la $M_{C_8H_{18}} = 114 \text{ g/mol}$:

$40 \text{ g/km} \cdot 5074,2 \text{ kJ}/114 \text{ g de octano} = 1780,42 \text{ kJ/km}$

También se puede realizar el cálculo correspondiente aplicando el razonamiento proporcional:

$\frac{\text{si } 114 \text{ g de octano}}{\text{producen } 5074,2 \text{ kJ}} = \frac{40 \text{ g de octano/km}}{\text{producirán } x \text{ kJ}}$
 $x = 1780,42 \text{ kJ/km}$

El automóvil necesita consumir $1780,42 \text{ kJ}$ por cada km recorrido, que se obtienen de la combustión del octano en las cámaras de combustión de los pistones que se encuentran en el motor de explosión.

También se puede calcular mediante los moles de octano consumidos:

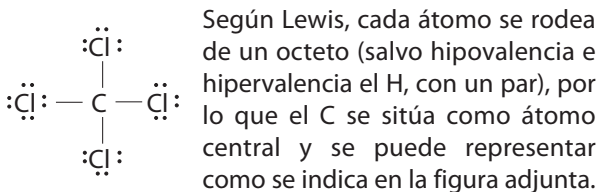
$n = \frac{40 \text{ g}}{114 \text{ g/mol}} = 0,3508 \text{ mol de octano/km}$
 $0,3508 \text{ mol de octano/km} \cdot 5074,2 \text{ kJ/mol} =$
 $= 1780,4 \text{ kJ/km}$

Opción B

- 1 a) Monóxido de carbono: CO
- b) Nitrito de cobre(II): Cu(NO₂)₂
- c) Etilmetiléter: CH₃-CH₂-O-CH₃
- d) LiOH: hidróxido de litio
- e) MnS: monosulfuro de manganeso o sulfuro manganeso(II)
- f) CH₃CH₂COOH: ácido propanoico

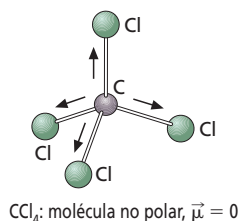
- 2 a) $\text{CCl}_4 \begin{cases} \text{C}(6): 1s^2 2s^2 2p^2 \Rightarrow \text{capa de valencia } 2s^2 2p^2 \\ \text{Cl}(17): 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 \Rightarrow \text{capa de valencia } 3s^2 3p^5 \end{cases}$

En la estructura de Lewis de la molécula de CCl₄, el átomo central es el C y alrededor de él se sitúa el Cl. Se forman, por tanto, 4 pares electrónicos enlazantes, y cada cloro tiene un par enlazante y 3 pares de electrones no enlazantes, es decir, sin compartir.



- b) Según la teoría TRPECV, los pares de electrones se situarán lo más alejados posible unos de otros, lo que se corresponde con una geometría tetraédrica: el átomo de carbono se sitúa en el centro del tetraedro regular y los cuatro átomos de cloro en los vértices. Cada cloro tiene tres pares de electrones no compartidos.

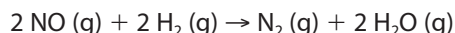
Estudio de la polaridad: como el átomo de cloro es más electronegativo que el de carbono, atraerá a los electrones de enlace hacia él y se creará un momento dipolar «μ» distinto de cero, y como la molécula es tetraédrica, el momento dipolar total será igual a cero. Por ello, **la molécula será apolar**.



- c) Las fuerzas intermoleculares, en este caso CCl₄ y Cl₄, moléculas apolares, son de dispersión o de London. En ambas moléculas se produce un dipolo instantáneo-dipolo instantáneo, debido a una distribución asimétrica de la carga en una molécula (dado el movimiento continuo de los electrones): un dipolo instantáneo induce la aparición de otro en una molécula próxima y se establece entre ambas moléculas una interacción muy débil. Esta interacción es mayor cuanto mayor sea el tamaño de las moléculas.

También depende de la forma de la molécula. El punto de fusión y el de ebullición aumentan con la masa de la molécula, por lo que el Cl₄ se puede presentar a temperatura ambiente en estado sólido, y el CCl₄, en estado líquido, ya que tiene más masa el Cl₄ (tetrayoduro de carbono) que el CCl₄ (tetracloruro de carbono).

- 3 La reacción que tiene lugar es:



- a) Se denomina velocidad de reacción la concentración de reactivo que desaparece por unidad de tiempo, o bien la concentración de producto que aparece por unidad de tiempo; sus unidades son mol L⁻¹ s⁻¹.

Para la reacción elemental **a A + b B → c C + d D**, la ecuación general de velocidad viene dada por la expresión $v = k [\text{A}]^a [\text{B}]^b$, donde a y b son los respectivos órdenes de reacción, que se determinan de forma experimental.

Como en la ecuación propuesta dice que:

$$v = k [\text{NO}]^2 [\text{H}_2]$$

Se cumple que:

- Orden de reacción respecto de NO: 2
- Orden de reacción respecto de H₂: 1
- b) Orden total de reacción = orden de reacción de NO + orden de reacción de H₂
orden total de reacción = 2 + 1 = 3
- c) Las unidades de esta reacción se deducen de la expresión de su velocidad.

Como:

$$v = k [\text{NO}]^2 [\text{H}_2]$$

Y teniendo como unidades (mol L⁻¹s⁻¹), se despeja la k y se obtienen para esta reacción concreta sus unidades:

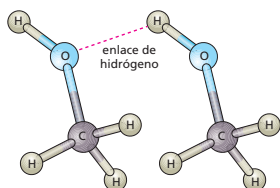
$$k = \frac{v}{[\text{NO}]^2 [\text{H}_2]}$$

Resolviendo las unidades, queda:

$$\begin{aligned} k &= \frac{v(\text{mol L}^{-1} \text{s}^{-1})}{[\text{NO}]^2 \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}}\right)^2 [\text{H}_2] \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}}\right)} = \\ &= \frac{v(\text{mol L}^{-1} \text{s}^{-1})}{[\text{NO}]^2 (\text{mol}^2 \text{L}^{-2}) [\text{H}_2] (\text{mol L}^{-1})} = \\ &= \frac{v}{[\text{NO}]^2 [\text{H}_2]} (\text{mol}^{-2} \text{L}^2 \text{s}^{-1}) \end{aligned}$$

Es decir, las unidades para esta reacción de k son (mol⁻² L² s⁻¹).

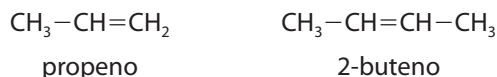
4 a) Enlaces de hidrógeno. Los enlaces de hidrógeno los poseen las moléculas en las que el H está unido a átomos pequeños con mucha electronegatividad, como son el F, el O y el N (no ocurre con átomos como el P, S o Cl). La unión de las moléculas por esta atracción especial tiene como consecuencia una mayor estabilidad y, por tanto, algunas propiedades físicas de las que carecen moléculas semejantes que no estén unidas de la misma forma. Una de estas propiedades es el punto de ebullición, en este caso más alto por tener que vencer los enlaces de hidrógeno.



De los compuestos del enunciado, solo posee enlaces de hidrógeno el metanol, CH₃OH, pues contiene un átomo de oxígeno muy pequeño y electronegativo unido a un átomo de hidrógeno.

b) Reacciones de adición. Las reacciones de adición son aquellas en las que se pueden incorporar a la molécula orgánica otros átomos. La condición indispensable para que esto pueda ocurrir es que la molécula posea insaturaciones (dobles o triples enlaces).

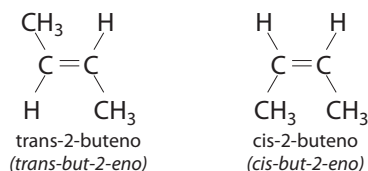
De las moléculas propuestas en el enunciado, sólo pueden experimentar reacciones de adición los alquenos, es decir:



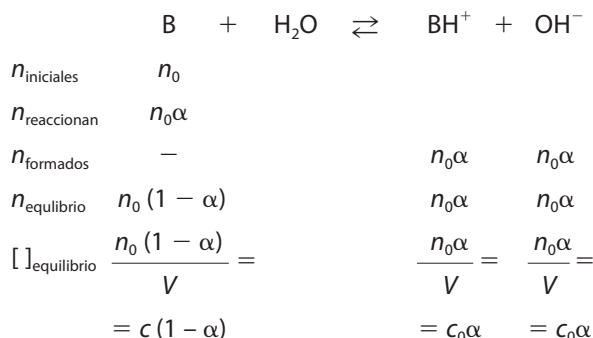
c) Isomería geométrica. Para que exista isomería geométrica es necesario que haya un doble enlace y cada uno de los carbonos de ese enlace debe tener dos sustituyentes distintos.

Se denomina compuesto **cis** el que presenta los dos sustituyentes similares en el mismo lado del enlace y **trans** cuando los presenta en posiciones opuestas.

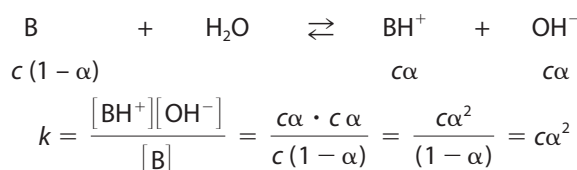
De las moléculas propuestas en el enunciado, solo puede poseer este tipo de isomería el 2-buteno, que cumple la condición necesaria.



5 a) Por ser una base débil monobásica, la ecuación de su equilibrio de disociación se puede deducir de la estequiometría de la reacción:



Se puede partir directamente de la situación de equilibrio:



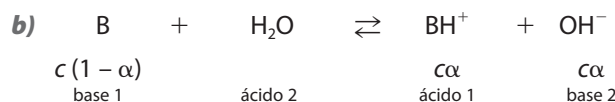
Se ha despreciado α frente a 1 por ser $K_b \leq 10^{-5}$

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_b}{c}} = \sqrt{\frac{9 \cdot 10^{-7}}{0,02}} = 6,7 \cdot 10^{-3} \Rightarrow \alpha = 0,67\%$$

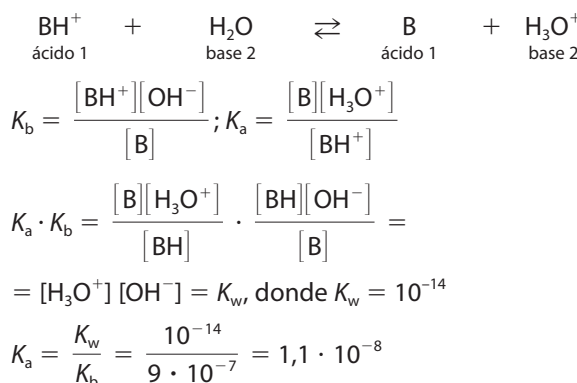
A partir del grado de disociación, α , se calcula la concentración de iones OH⁻:

$$\begin{aligned} [\text{OH}^-] &= c\alpha = 0,02 \cdot 6,7 \cdot 10^{-3} = 1,34 \cdot 10^{-4} \text{ M} \\ \text{pOH} &= -\log [\text{OH}^-] = -\log (1,34 \cdot 10^{-4}) = 3,87 \\ \text{pH} &= 14 - \text{pOH} = 14 - 3,87 = 10,127 \end{aligned}$$

El pH de la disolución es 10,127



El nuevo equilibrio del BH⁺ (ácido conjugado 1) será:



6 a)	$\text{N}_2\text{O}_4 \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2$			
$n_{\text{iniciales}}$	n_0	—	—	
$n_{\text{reaccionantes}}$	$n_0\alpha$	—	—	
n_{formados}	—	$2n_0\alpha$	—	
$n_{\text{equilibrio}}$	$n_0(1-\alpha)$	$2n_0\alpha$	—	
$[\]_{\text{equilibrio}}$	$\frac{n_0(1-\alpha)}{V}$	$\frac{2n_0\alpha}{V}$	$= c\alpha$	
	$= c(1-\alpha)$			

El número total de moles en el equilibrio:

$$n_T = n_0 - n_0\alpha + 2n_0\alpha = n_0 + n_0\alpha = n_0(1 + \alpha)$$

Las fracciones molares vienen dadas por:

$$\chi_{\text{N}_2\text{O}_4} = \frac{n_0(1-\alpha)}{n_0(1+\alpha)} = \frac{(1-\alpha)}{(1+\alpha)} = \frac{1-0,2}{1+0,2} = 0,6 \Rightarrow$$

$$\Rightarrow p_{\text{N}_2\text{O}_4} = \chi_{\text{N}_2\text{O}_4} p = 0,6 \cdot 1 = 0,6 \text{ atm}$$

$$\chi_{\text{NO}_2} = \frac{2n_0\alpha}{n_0(1+\alpha)} = \frac{2\alpha}{(1+\alpha)} = \frac{2 \cdot 0,2}{1+0,2} = 0,3 \Rightarrow$$

$$\Rightarrow p_{\text{NO}_2} = \chi_{\text{NO}_2} p = 0,3 \cdot 1 = 0,3 \text{ atm}$$

$$K_p = \frac{p_{\text{NO}_2}^2}{p_{\text{N}_2\text{O}_4}} = \frac{0,333^2}{0,666} = 0,16$$

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n} \Rightarrow K_c = \frac{K_p}{(RT)^{\Delta n}} = \frac{0,166}{(0,082 \cdot 303)^1} = 6,70 \cdot 10^{-3}; K_p = 0,166; K_c = 6,7 \cdot 10^{-3}$$

b) Como es a la misma temperatura, las constantes mantienen sus valores respectivos; por ello, planteando la nueva disociación se obtiene el correspondiente grado: se resuelve a partir de la K_p .

Si se tiene en cuenta que:

$$\chi_{\text{N}_2\text{O}_4} = \frac{n_0(1-\alpha)}{n_0(1+\alpha)} = \frac{(1-\alpha)}{(1+\alpha)}$$

$$\chi_{\text{NO}_2} = \frac{2n_0\alpha}{n_0(1+\alpha)} = \frac{2\alpha}{(1+\alpha)}$$

El grado de disociación para las nuevas condiciones es α' , se obtiene este de la expresión de K_p :

$$K_p = \frac{p_{\text{NO}_2}^2}{p_{\text{N}_2\text{O}_4}} = \frac{(\chi_{\text{NO}_2} p)^2}{\chi_{\text{N}_2\text{O}_4} p} = \frac{\chi_{\text{NO}_2}^2 p^2}{\chi_{\text{N}_2\text{O}_4} p} = \frac{\left(\frac{2\alpha'}{(1-\alpha')}\right)^2 p}{(1-\alpha')} = \frac{4 \cdot \alpha'^2 \cdot 0,1}{1-\alpha'^2} = 0,16$$

Resolviendo, queda:

$$0,566 \alpha'^2 = 0,166$$

$$\alpha' = 0,5415 \Rightarrow \alpha' = 54,15 \%$$

El grado de disociación aumenta al disminuir la presión, con lo que se comprueba el principio de Le Châtelier.