

OPCIÓN A

CUESTIÓN 1.- Formula o nombra los siguientes compuestos: a) Hidróxido de calcio b) Ácido fosfórico c) 1,2-dimetilbenceno d) Br₂O₃ e) Fe₂(SO₄)₃ f) CH₃-CO-CH₂-CH₃.

Solución:

a) Ca(OH)₂ b) H₃PO₄ c) C₆H₄(CH₃)₂ d) Óxido de bromo (III) e) sulfato de hierro (III) f) Butanona.

CUESTIÓN 2.- La siguiente tabla proporciona los valores de las energías de ionización de tres elementos:

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

- 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?

Solución:

Energía de ionización es la que hay que suministrar a un átomo gaseoso, neutro y en su estado electrónico fundamental, para arrancarle el último electrón de su capa de valencia y convertirlo en un ión monopositivo gaseoso y en su estado electrónico fundamental. Es decir, es la energía que se necesita para vencer la fuerza atractiva del núcleo sobre el electrón más externo del átomo.

a) La primera energía de ionización disminuye bajando en el grupo de los alcalinotérreos, debido a que el último electrón se va situando cada vez más alejado del núcleo, lo que provoca que la fuerza atractiva del éste sobre aquel sea cada vez menos intensa y, por ello, se necesita comunicar al átomo menos energía para arrancar el electrón.

b) Se debe a que al faltar un electrón en la corteza y mantenerse constante la carga nuclear, la fuerza atractiva sobre el electrón más externo aumenta (disminuye el apantallamiento sobre él) y, por ello, se necesita más cantidad de energía para poder arrancarlo.

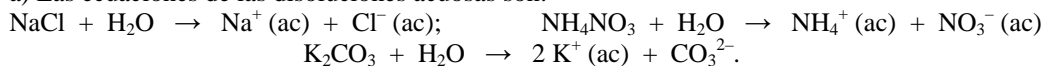
c) El litio se encuentra situado en el segundo período grupo 1, lo que indica que en su corteza sólo puede contener tres electrones, de ahí que nunca pueda aparecer un valor de la energía de ionización para arrancarle un cuarto electrón.

CUESTIÓN 3.- Para las siguientes sales: NaCl, NH₄NO₃ y K₂CO₃

- a) **Escribe las ecuaciones químicas correspondientes a su disolución en agua.**
b) **Clasifica las disoluciones en ácidas, básicas o neutras.**

Solución:

a) Las ecuaciones de las disoluciones acuosas son:



b) La sal NaCl en disolución se encuentra totalmente ionizada, pero sus iones Na⁺ y Cl⁻ ácido y base conjugados muy débiles de sus correspondientes base, NaOH, y ácido, HCl, muy fuertes, no sufren hidrólisis, es decir, no reaccionan con el agua y se cumple que el pH de la disolución es neutro, pues [H₃O⁺] = [OH⁻] se debe a que ambas especies proceden sólo de la autoionización del agua.

La sal NH₄NO₃ también se encuentra en disolución totalmente disociada, pero al ser el ión NH₄⁺ un ácido conjugado de relativa fuerza de la base débil NH₃, sufre hidrólisis según la ecuación:

$\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$, aumentando la concentración de iones oxonios, por lo que el pH de la disolución es ácido. La especie NO₃⁻, base conjugada muy débil del ácido muy fuerte HNO₃, no sufre hidrólisis y permanece como ión espectador.

También se encuentra totalmente disociada la sal K_2CO_3 en disolución, siendo la especie CO_3^{2-} la base relativamente fuerte del ácido débil H_2CO_3 la que se hidroliza, permaneciendo como espectador el ión K^+ , ácido conjugado muy débil de la base muy fuerte KOH. La ecuación de hidrólisis que se produce es: $CO_3^{2-} + 2 H_2O \rightarrow H_2CO_3 + 2 OH^-$, que por producir un incremento de la concentración de iones hidróxidos proporciona a la disolución un pH básico.

PROBLEMA 2.- Calcula:

- a) La entalpía de combustión estándar del octano líquido, sabiendo que se forman CO_2 (g) y H_2O (g)
- b) La energía que necesita un automóvil por cada kilómetro si consume 5 L de octano por cada 100 km.

DATOS: $\Delta H_f^\circ(H_2O\ g) = -241,8\ kJ \cdot mol^{-1}$; $\Delta H_f^\circ(CO_2\ g) = -393,5\ kJ \cdot mol^{-1}$; $\Delta H_f^\circ(C_8H_{18}\ l) = -250,0\ kJ \cdot mol^{-1}$; densidad octano líquido = $0,8\ kg \cdot L^{-1}$; $A_r(C) = 12\ u$; $A_r(H) = 1\ u$.

Solución:

a) La ecuación de la combustión del octano es: $C_8H_{18} + \frac{25}{2} O_2 \rightarrow 8 CO_2 + 9 H_2O$, y su entalpía viene dada por la expresión: $\Delta H_c^\circ = \sum a \cdot \Delta H_f^\circ(\text{productos}) - \sum a \cdot \Delta H_f^\circ(\text{reactivos})$, por lo que desarrollándola, sustituyendo las variables conocidas por sus valores, recordando que es cero la entalpía de formación de los elementos simples, y operando sale:

$$\Delta H_c^\circ = 8 \cdot \Delta H_f^\circ[CO_2(g)] + 9 \cdot \Delta H_f^\circ[H_2O(g)] - \Delta H_f^\circ[C_8H_{18}(l)] = 8 \cdot (-393,5) + 9 \cdot (-241,8) + 250,0 = -5.074,2\ kJ \cdot mol^{-1}.$$

b) Los litros que por cada kilómetro consume el automóvil son: $\frac{5\ L}{100\ km} = 0,05\ L \cdot km^{-1}$, a los

que aplicando la definición de densidad, permite obtener la masa de octano que consume el automóvil por cada kilómetro: $\text{densidad} = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}} \Rightarrow \text{masa} = \text{volumen} \cdot \text{densidad} = 0,05\ L \cdot km^{-1} \cdot 0,8\ kg \cdot L^{-1} = 0,04\ kg \cdot km^{-1}$, que multiplicándola por los correspondientes factores de conversión y relación mol- ΔH_c° de la ecuación de combustión, se determina la energía que consume el automóvil por cada kilómetro.

$$0,04\ kg \cdot km^{-1} \cdot \frac{1000\ g \cdot C_8H_{18}}{1\ kg \cdot C_8H_{18}} \cdot \frac{1\ mol \cdot C_8H_{18}}{114\ g \cdot C_8H_{18}} \cdot \frac{5.074,2\ kJ}{1\ mol \cdot C_8H_{18}} = 1.780,42\ kJ \cdot km^{-1}.$$

Resultado: a) $\Delta H_c^\circ = -5.074,2\ kJ \cdot mol^{-1}$; b) $1.780,42\ kJ \cdot km^{-1}$.

OPCIÓN B

CUESTIÓN 3.- Para el proceso: $2 NO(g) + 2 H_2(g) \rightarrow N_2(g) + 2 H_2O(g)$ la ecuación de velocidad es $v = k \cdot [NO]^2 \cdot [H_2]$.

- a) Indica el orden de la reacción con respecto a cada uno de los reactivos.
- b) ¿Cuál es el orden total de la reacción?
- c) Deduce las unidades de la constante de velocidad.

Solución:

a) El orden de una reacción con respecto a cada uno de los reactivos es el exponente al que está elevada la concentración de cada uno de los reactivos en la ecuación de velocidad. En este supuesto la reacción es de orden 2 respecto al reactivo NO y de orden 1 respecto del reactivo H_2 .

b) Orden total de una reacción es la suma de los exponentes de los reactivos en la ecuación de la velocidad. En este caso el orden total o global es 3.

c) Despejando de la ecuación de la velocidad la constante de velocidad k, sustituyendo por sus

unidades las variables y operando: $k = \frac{v}{[NO]^2 \cdot [H_2]} = \frac{\text{moles} \cdot L^{-1} \cdot s^{-1}}{\text{moles}^2 \cdot L^{-2} \cdot \text{mol} \cdot L^{-1}} = mol^{-2} \cdot L^2 \cdot s^{-1}.$

CUESTIÓN 4.- Dados los compuestos CH_3OH , $\text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CH}_2$ y $\text{CH}_2 - \text{CH} = \text{CH} - \text{CH}_3$, indica razonadamente:

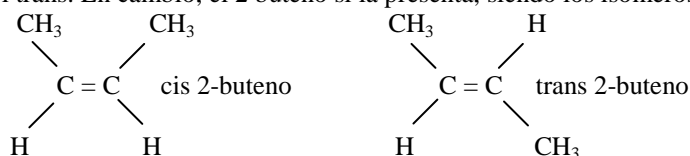
- Los que puedan presentar enlaces de hidrógeno.
- Los que puedan experimentar reacciones de adición.
- Los que puedan presentar isomería geométrica.

Solución:

a) Enlace de hidrógeno lo forman las moléculas en las que un átomo de hidrógeno se une por medio de un enlace covalente a un átomo muy electronegativo y de pequeño radio como son el nitrógeno, oxígeno o flúor. La polaridad del enlace hace que dos moléculas se unan electrostáticamente, que es lo que constituye el enlace de hidrógeno. Esto sólo puede presentarse en la molécula de metanol, pues es la única que cumple lo expuesto.

b) Reacciones de adición son las que incorporan dos átomos o grupos de átomos, que se unen mediante enlaces simples, a los carbonos que soportan una insaturación (doble o triple enlace). De las moléculas propuestas el propeno y el 2-buteno son los compuestos que pueden dar reacciones de adición.

c) Isomería geométrica es la que presentan los compuestos con doble enlace, debido a que no hay libre rotación alrededor del doble enlace. Para que se produzca este tipo de isomería, los carbonos con el doble enlace han de poseer, al menos, dos sustituyentes distintos. En el compuesto propeno no se presenta esta isomería por tener los carbonos del doble enlace tres sustituyentes iguales, no pudiéndose distinguir el isómero cis del trans. En cambio, el 2-buteno sí la presenta, siendo los isómeros correspondientes:



PROBLEMA 2.- A 30°C y 1 atm el N_2O_4 se encuentra disociado un 20% según el equilibrio siguiente: $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(\text{g})$. Calcula:

- El valor de las constantes K_p y K_c a esa temperatura.
- El porcentaje de disociación a 30°C y $0,1\text{ atm}$ de presión total.

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

Solución:

a) Llamando n_0 a los moles iniciales de N_2O_4 que se introducen en el reactor, los moles al inicio y en el equilibrio de las distintas especies son:



siendo los moles totales en el equilibrio $n_t = n_0 - 0,2 \cdot n_0 + 0,4 \cdot n_0 = n_0 + 0,2 \cdot n_0 = n_0 \cdot (1 + 0,2)$.

Para determinar el valor de la constante de equilibrio K_p , hay que calcular primero las fracciones molares de los gases y a partir de ellas las presiones parciales, que llevadas a la constante permite obtener su valor.

Las fracciones molares son:

$$\chi_{\text{N}_2\text{O}_4} = \frac{n_0 \cdot (1 - 0,2)}{n_0 \cdot (1 + 0,2)} = \frac{0,8}{1,2} = 0,67; \quad \chi_{\text{NO}_2} = \frac{0,4 \cdot n_0}{n_0 \cdot (1 + 0,2)} = \frac{0,4}{1,2} = 0,33$$

y las correspondientes presiones parciales:

$$P_{\text{N}_2\text{O}_4} = \chi_{\text{N}_2\text{O}_4} \cdot P_{eq} = 0,67 \cdot 1\text{ atm} = 0,67\text{ atm}; \quad P_{\text{NO}_2} = \chi_{\text{NO}_2} \cdot P_{eq} = 0,33 \cdot 1\text{ atm} = 0,33\text{ atm},$$

que llevadas a la constante de equilibrio, resulta para ésta el valor: $K_p = \frac{P_{\text{NO}_2}^2}{P_{\text{N}_2\text{O}_4}} = \frac{0,33^2}{0,67} = 0,16$.

Como las constantes K_p y K_c se encuentran relacionadas por la expresión: $K_c = K_p \cdot (R \cdot T)^{-\Delta n}$, y $\Delta n =$ suma de moles de productos menos suma de moles de reactivos $= 2 - 1 = 1$, sustituyendo valores y operando sale para K_c el valor: $K_c = 0,16\text{ atm} \cdot (0,082\text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 303\text{ K})^{-1} = 6,4 \cdot 10^{-3}$.

b) Procediendo igual que en el apartado anterior siendo ahora α el grado de disociación, los moles al inicio y en el equilibrio de las distintas especies son:



Moles iniciales:

Moles en el equilibrio:

$$n_0 - \alpha \cdot n_0 \qquad 2 \cdot \alpha \cdot n_0$$

siendo los moles totales en el equilibrio $n_t = n_0 - \alpha \cdot n_0 + 2 \cdot \alpha \cdot n_0 = n_0 + \alpha \cdot n_0 = n_0 \cdot (1 + \alpha)$.

Las fracciones molares de los gases en el equilibrio son:

$$\chi_{\text{N}_2\text{O}_4} = \frac{n_0 \cdot (1 - \alpha)}{n_0 \cdot (1 + \alpha)} = \frac{1 - \alpha}{1 + \alpha}; \qquad \chi_{\text{NO}_2} = \frac{2 \cdot \alpha \cdot n_0}{n_0 \cdot (1 + \alpha)} = \frac{2 \cdot \alpha}{1 + \alpha}$$

y las correspondientes presiones parciales:

$$P_{\text{N}_2\text{O}_4} = \chi_{\text{N}_2\text{O}_4} \cdot P_{eq} = \frac{1 - \alpha}{1 + \alpha} \cdot 0,1 \text{ atm}; \qquad P_{\text{NO}_2} = \chi_{\text{NO}_2} \cdot P_{eq} = \frac{2 \cdot \alpha}{1 + \alpha} \cdot 0,1 \text{ atm, que llevadas a la}$$

constante de equilibrio y operando:
$$K_p = \frac{P_{\text{NO}_2}^2}{P_{\text{N}_2\text{O}_4}} \Rightarrow 0,16 = \frac{\left(\frac{2 \cdot \alpha}{1 + \alpha}\right)^2 \cdot 0,1^2}{\frac{1 - \alpha}{1 + \alpha} \cdot 0,1} = \frac{4 \cdot \alpha^2 \cdot 0,1}{(1 + \alpha) \cdot (1 - \alpha)} \Rightarrow$$

$$0,16 = \frac{4 \cdot \alpha^2 \cdot 0,1}{1 - \alpha^2}$$
, y despejando el grado de disociación y operando resulta para α el valor:

$$\alpha = \sqrt{\frac{0,16}{0,2}} = 0,5345 = 53,45 \%$$

Resultado: a) $K_p = 0,16$; $K_c = 6,4 \cdot 10^{-3}$; b) $\alpha = 53,45 \%$.