

FORMULACIÓN Y NOMENCLATURA

FORMULACIÓN Y NOMENCLATURA INORGÁNICAS

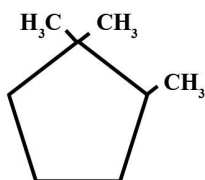
Ácido bórico	H_3BO_3
Ácido brómico	HBrO_3
Ácido carbónico	H_2CO_3
Ácido clórico	HClO_3
Ácido cloroso	HClO_2
Ácido crómico	H_2CrO_4
Ácido fosfórico	H_3PO_3
Ácido hipobromoso	HBrO
Ácido hipocloroso	HClO
Ácido nítrico	HNO_3
Ácido nitroso	HNO_2
Ácido perbrómico	HBrO_4
Ácido perclórico	HClO_4
Ácido peryódico	HIO_4
Ácido selénico	H_2SeO_4
Ácido selenioso	H_2SeO_3
Ácido sulfúrico	H_2SO_4
Ácido sulfuroso	H_2SO_3
Ácido yódico	HIO_3
Ag_2CrO_4	Cromato de plata
Ag_2O	Óxido de diplata, monóxido de diplata u óxido de plata
Ag_2S	Sulfuro de diplata o sulfuro de plata
Ag_3AsO_4	Arsenato de plata
AgBr	Bromuro de plata
AgBrO_3	Bromato de plata
AgF	Fluoruro de plata
AgOH	hidróxido de plata o monohidróxido de plata
$\text{Al}(\text{HSeO}_4)_3$	Hidrogenoseleniato de aluminio
$\text{Al}(\text{HSO}_4)_3$	Hidrogenosulfato de aluminio
$\text{Al}(\text{OH})_3$	Trihidróxido de aluminio o hidróxido de aluminio
$\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$	Carbonato de aluminio
Al_2O_3	Trióxido de dialuminio u óxido de aluminio
AlCl_3	Tricloruro de aluminio o cloruro de aluminio
AlH_3	Trihidruro de aluminio o hidruro de aluminio
AlPO_4	Fosfato de aluminio
Amoniaco	NH_3
Arsenato de cobalto(II)	$\text{Co}_3(\text{AsO}_4)_2$
Arsenato de hierro(III)	FeAsO_4
Arsenato de sodio	Na_3AsO_4
As_2O_3	Trióxido de diarsénico u óxido de arsénico(III)
As_2O_5	Pentaóxido de diarsénico u óxido de arsénico(V)
As_2S_3	Trisulfuro de diarsénico o sulfuro de arsénico(III)
AsH_3	Trihidruro de arsénico o arsano
Au_2O_3	Trióxido de dioro u óxido de oro(III)

FORMULACIÓN Y NOMENCLATURA ORGÁNICAS

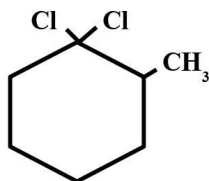
1-bromo-2-cloropropano



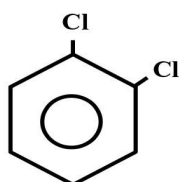
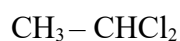
1,1,2-trimetilciclopentano



1,1-dicloro-2-metilciclohexano

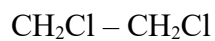


1,1-dicloroetano



1,2-diclorobenceno

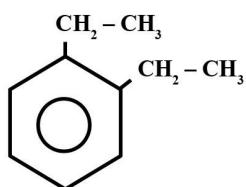
1,2-dicloroetano



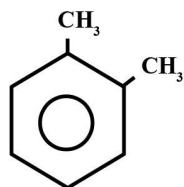
1,2-dicloropropano



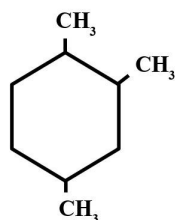
1,2-dietilbenceno



1,2-dimetilbenceno



1,2,4-trimetilciclohexano



TEMAS

TEMA 1: EL ÁTOMO, LA TABLA Y EL ENLACE

RESUMEN TEÓRICO Y FORMULARIO

- Cálculo del número de partículas de un elemento: $\frac{A}{Z} X$

Número de protones: Z ; número de neutrones: $A - Z$

Número de electrones: $Z \pm$ valor absoluto de la carga

- Energía de la radiación en un salto electrónico: $\Delta E = h \cdot f = h \cdot \frac{c}{\lambda}$

siendo:

ΔE : diferencia de energía entre los dos niveles o energía de la radiación

(J)

h : constante de Planck = $6.63 \cdot 10^{-34}$ J·s

f : frecuencia de la radiación (Hz)

c : velocidad de la luz = $3 \cdot 10^8$ m/s

λ : longitud de onda de la radiación (m)

- Longitud de onda de la radiación emitida o absorbida en un salto electrónico:

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \cdot \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

siendo:

λ : longitud de onda de la radiación (m)

R_H : constante de Rydberg = $1.097 \cdot 10^7$ m⁻¹

n_1 : nivel electrónico inicial = 1, 2, 3, 4...

n_2 : nivel electrónico final = 1, 2, 3, 4...

- Números cuánticos:

Número cuántico	Símbolo	Valores	Significado
Principal	n	1, 2, 3, 4, 5, 6, 7	Valor de la capa o nivel
Secundario	ℓ	De 0 a $n - 1$	Valor de la subcapa o subnivel
Magnético	m	De $-\ell$ a $+\ell$, incluyendo el 0	Tipo de orbital
Spin	s	$+\frac{1}{2}$ y $-\frac{1}{2}$ para cada valor de m	Rotación del electrón

- El valor del número cuántico magnético ℓ determina el tipo de orbital:

Valor de ℓ	Tipo de orbital	Nº máximo de electrones
0	s	2
1	p	6
2	d	10
3	f	14

- Principio de Aufbau o principio de mínima energía: los electrones van ocupando los orbitales de menor a mayor energía. La energía de cada orbital viene dado por la suma de los números cuánticos $n + \ell$. En caso de empate, el de menor energía es el de menor n .

- Regla de Hund: principio de máxima multiplicidad: dentro de una misma subcapa, los electrones tienden a estar lo más desapareados posible. Esto se debe a la repulsión entre electrones.

- Principio de exclusión de Pauli: en un mismo átomo no pueden haber dos electrones con los cuatro números cuánticos iguales.

- Regla de Möeller: es un diagrama para recordar el orden de llenado de orbitales en las configuraciones electrónicas:

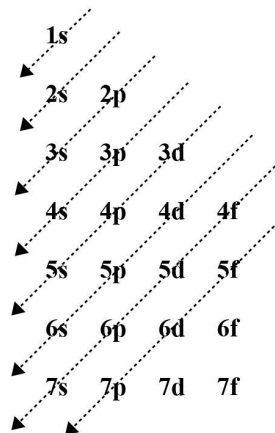
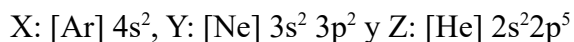


Diagrama de Möeller

PROBLEMAS Y CUESTIONES DEL ÁTOMO, LA TABLA Y EL ENLACE

2025

1) Dadas las configuraciones electrónicas de tres elementos en estado fundamental:



- Determine su posición en la tabla periódica (período y grupo).
- Indique nombre y símbolo de los elementos Y y Z.
- Justifique si es posible o no cada una de las siguientes combinaciones de números cuánticos. En los casos afirmativos, razone si puede corresponder al electrón más externo de alguno de los elementos del enunciado, indicando a cuál: $(2,1,0,+1/2)$; $(3,0,1,-1/2)$; $(3,2,0,+1/2)$; $(4,4,0,+1/2)$.
- Defina electronegatividad y justifique cuál de los elementos X, Y o Z es el más electronegativo.

a) El período y el grupo vienen determinados por el electrón diferenciador (el último electrón que se coloca en el átomo).

Elemento	Período	Grupo
X	4	2, alcalinotérreos
Y	3	14, carbonóideos
Z	2	17, halógenos

b) Y es el silicio, Si. Z es el flúor, F.

c) $(2,1,0,+1/2)$: correcto, cumple las reglas de los números cuánticos. Puede corresponder al electrón más externo del elemento Z, pues se trata de un orbital 2p.

$(3,0,1,-1/2)$: incorrecto. El número cuántico m no puede superar al número ℓ .

$(3,2,0,+1/2)$: correcto, cumple las reglas de los números cuánticos. No corresponde a ninguno de los elementos anteriores, pues se trata de un orbital 3d.

$(4,4,0,+1/2)$: incorrecto. El número cuántico ℓ no puede igualar al número n.

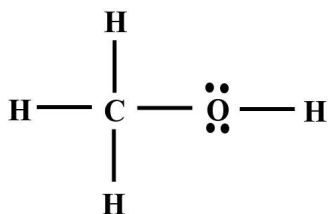
d) La electronegatividad es la tendencia a atraer electrones de enlace que tiene un átomo unido químicamente a otro. El elemento Z es el más electronegativo, pues es el más pequeño y tiene mayor carga nuclear efectiva, por lo que atrae más a los electrones de enlace.

2) Considere las siguientes moléculas, cuyas temperaturas de ebullición se indican entre paréntesis:

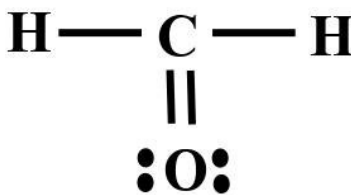


- Dibuje la estructura de Lewis de los tres compuestos.
- Indique la hibridación del átomo de carbono y la geometría de cada una de las moléculas del enunciado utilizando el modelo de RPECV.
- Justifique los diferentes valores de las temperaturas de ebullición indicadas.
- ¿Cuál/es es/son soluble/s en agua? Justifique la respuesta.

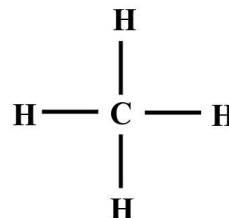
a) * Estructuras de Lewis:



CH₃OH



HCHO



CH₄

b) El carbono del CH₃OH tiene cuatro pares de electrones alrededor, luego la hibridación es sp³. Lo mismo para el CH₄. En el HCHO, el carbono tiene tres pares de electrones alrededor (el doble enlace cuenta como un par), luego la hibridación es sp².

El CH₃OH es del tipo AB₄, luego la geometría es tetraédrica. Lo mismo para el CH₄. El HCHO es del tipo AB₃, luego la geometría es trigonal plana.

c) A mayor intensidad de las fuerzas intermoleculares, mayor temperatura de ebullición. El CH₄ tiene fuerzas de dispersión de London, muy débiles. El HCHO tiene fuerzas de dispersión y fuerzas dipolo-dipolo. El CH₃OH tiene fuerzas de dispersión y enlaces de hidrógeno. Luego el orden de temperaturas de ebullición es: CH₃OH > HCHO > CH₄ porque este es también el orden de intensidad de las fuerzas intermoleculares.

d) Es soluble el CH₃OH porque es polar y puede formar enlaces de hidrógeno con el agua. El HCHO es soluble en agua por ser polar. El CH₄ no es soluble.

3) Considere las siguientes configuraciones electrónicas:

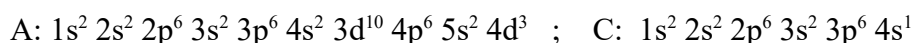
(A) 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 3d¹⁰ 4p⁶ 4d⁷; (B) 1s² 2s² 2p⁶ 3s¹;

(C) 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 3d¹; y (D) 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁵

Conteste razonadamente a las siguientes cuestiones:

- ¿Alguna corresponde a un estado excitado? En caso afirmativo, razone cuál sería la configuración electrónica del elemento en su estado fundamental.
- ¿Cuál pertenece a un elemento cuyo anión monovalente tiene estructura de gas noble?
- De los elementos (B) o (D), ¿cuál presenta el valor más alto de su primera energía de ionización?
- ¿Es posible la formación de los compuestos D₂ y BD? En caso afirmativo, identifíquelos escribiendo su fórmula e indique el tipo de enlace.

a) Sí, las configuraciones A y C, pues no siguen la regla de llenado de orbitales dadas por el diagrama de Möeller, de menor a mayor energía. Las configuraciones electrónicas de los átomos en estado fundamental correspondientes serían:



b) El D. La configuración de la especie D⁻ sería: 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶, correspondiente al argón.

PROBLEMAS Y CUESTIONES DE CINÉTICA Y EQUILIBRIO

2025

1) En un recipiente de 2'50 L se introducen 0'0200 mol de N_2 y 0'0300 mol de H_2 . Se eleva la temperatura hasta 400 °C, y la reacción $N_2(g) + 3 H_2(g) \rightleftharpoons 2 NH_3(g)$ alcanza el equilibrio, obteniéndose $\Delta H_r < 0$ y una concentración de $NH_3(g)$ de 0'00375 mol·L⁻¹.

a) Calcule las presiones parciales de cada sustancia en el equilibrio y la presión total.

b) Obtenga K_p y K_c .

c) Justifique si el rendimiento del proceso aumenta realizándolo a menor temperatura.

d) Razone cómo varía la concentración de N_2 cuando se añade al equilibrio un gas inerte como el Ar a volumen y temperatura constantes.

Dato: $R = 0'0820 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

a) * Balance de materia:

	$N_2(g)$	+	$3 H_2(g)$	$\rightleftharpoons$	$2 NH_3(g)$
Moles iniciales	0'0200		0'0300		-
Moles reaccionados	x		3·x		-
Moles formados	-		-		2·x
Moles en el equilibrio	0'0200 - x		0'0300 - 3·x		2·x
Concentraciones de equilibrio	$\frac{0'0200 - x}{2'50}$		$\frac{0'0300 - 3 \cdot x}{2'50}$		$\frac{2 \cdot x}{2'50}$

* Cálculo de x: $\frac{2 \cdot x}{2'50} = 0'00375 \Rightarrow x = \frac{0'00375 \cdot 2'50}{2} = 4'69 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

* Moles totales en el equilibrio:

$$n_T = 0'0200 - x + 0'0300 - 3 \cdot x + 2 \cdot x = 0'05 - 2 \cdot x = 0'05 - 2 \cdot 4'69 \cdot 10^{-3} = 0'0406 \text{ mol}$$

* Moles de cada sustancia:

$$N_2: 0'0200 - x = 0'02 - 4'69 \cdot 10^{-3} = 0'0153 \text{ mol} \quad ; \quad H_2: 0'0300 - 3 \cdot x = 0'03 - 3 \cdot 4'69 \cdot 10^{-3} = 0'0159 \text{ mol}$$

$$NH_3: 2 \cdot x = 2 \cdot 4'69 \cdot 10^{-3} = 9'38 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

* Presión total: $P_T = \frac{n_T \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0'0406 \cdot 0'082 \cdot 673}{2'50} = \boxed{0'896 \text{ atm}}$

* Fracciones molares ($x_i = \frac{n_i}{n_T}$):

$$x_{N_2} = \frac{0'0153}{0'0406} = 0'377 \quad ; \quad x_{H_2} = \frac{0'0159}{0'0406} = 0'392 \quad ; \quad x_{NH_3} = \frac{9'38 \cdot 10^{-3}}{0'0406} = 0'231$$

* Presiones parciales ($p_i = x_i \cdot P_T$):

$$p_{N_2} = 0'377 \cdot 0'896 = \boxed{0'338 \text{ atm}} ; \quad p_{H_2} = 0'392 \cdot 0'896 = \boxed{0'351 \text{ atm}}$$

$$p_{NH_3} = 0'231 \cdot 0'896 = \boxed{0'207 \text{ atm}}$$

b) * Constante de equilibrio de presiones parciales:

$$K_p = \frac{p_{NH_3}^2}{p_{N_2} \cdot p_{H_2}^3} = \frac{0'207^2}{0'338 \cdot 0'351^3} = \boxed{2'93}$$

* Incremento de moles gaseosos: $\Delta n = 2 - 1 - 3 = 2 - 4 = -2$ moles

* Constante de equilibrio de concentraciones:

$$K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} \Rightarrow K_c = \frac{K_p}{(R \cdot T)^{\Delta n}} = \frac{2'93}{(0'082 \cdot 673)^{-2}} = \boxed{8923}$$

c) Aumentaría el rendimiento. Según el principio de Le Chatelier, la alteración de las condiciones de un equilibrio mediante un factor exterior provoca que el equilibrio se desplace en el sentido en el que se compense al factor exterior. Al ser la reacción exotérmica ($\Delta H < 0$), se calienta al transcurrir hacia la derecha. Si se disminuye la temperatura, el equilibrio se desplaza hacia la derecha para compensarlo y aumenta el rendimiento de producto.

d) No varía la concentración de N_2 . La adición de argón no modifica el número de moles de cada sustancia y, al no cambiar el volumen total, tampoco cambian las presiones parciales. Al no cambiar las presiones parciales, no cambia la constante de equilibrio, luego el equilibrio no se altera.

2) Se mezclan 50 mL de una disolución 0'020 M de $CaCl_2$ con 25 mL de una disolución 0'015 M de KOH.

a) Formule el equilibrio de precipitación del hidróxido de calcio que se produce, detallando el estado de cada especie.

b) Determine la solubilidad del hidróxido de calcio en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ y $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$.

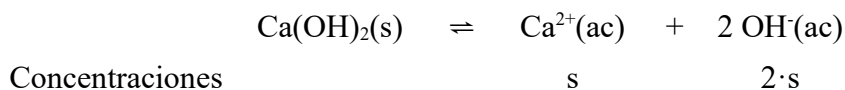
c) Justifique si se forma precipitado de hidróxido de calcio (considere volúmenes aditivos).

d) Determine el pH de la disolución.

Datos: K_s (hidróxido de calcio) = $8'0 \cdot 10^{-6}$. Masas atómicas (u): H = 1; O = 16; Ca = 40.

a) * Equilibrio de precipitación del hidróxido de calcio: $Ca(OH)_2(s) \rightleftharpoons Ca^{2+}(ac) + 2 OH^-(ac)$

b) * Equilibrio de solubilidad:



* Solubilidad molar del hidróxido de calcio:

$$K_s = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2 = s \cdot (2 \cdot s)^2 = s \cdot 4 \cdot s^2 = 4 \cdot s^3 \Rightarrow s^3 = \frac{K_s}{4} \Rightarrow s = \sqrt[3]{\frac{K_s}{4}} =$$

$$= \sqrt[3]{\frac{8'0 \cdot 10^{-6}}{4}} = \boxed{0'0126 \text{ M}}$$

* Masa molecular del $\text{Ca}(\text{OH})_2$: $M = 40 + 2 \cdot 16 + 2 \cdot 1 = 74 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$

* Solubilidad del hidróxido de calcio en g/L: $s = 0'0126 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 74 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = \boxed{0'932 \frac{\text{g}}{\text{L}}}$

c) * Número de moles de los iones:

$$\text{Ca}^{2+}: 0'020 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0'050 \text{ L} = 10^{-3} \text{ mol} ; \quad \text{OH}^-: 0'015 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0'025 \text{ L} = 3'75 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

* Nuevas concentraciones de los iones:

$$[\text{Ca}^{2+}] = \frac{10^{-3}}{0'075} = 0'0133 \text{ M} ; \quad [\text{OH}^-] = \frac{3'75 \cdot 10^{-4}}{0'075} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

* Producto iónico: $Q_s = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2 = 0'0133 \cdot (5 \cdot 10^{-3})^2 = 3'33 \cdot 10^{-7}$

Al ser: $Q_s < K_s$, no habrá precipitación.

d) * Cálculo del pH:

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 5 \cdot 10^{-3} = 2'30 \Rightarrow \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 2'30 = \boxed{11'7}$$

3) En un reactor de 7'4 L se introducen 0'50 mol de N_2O_4 y 0'30 mol de NO_2 a 350 K. Transcurrido un tiempo, se alcanza el equilibrio $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2(\text{g})$ a una presión total de 3'5 atm. Calcule:

a) La concentración molar de todas las especies en el equilibrio.

b) El valor de K_p y K_c .

c) Justifique cómo afecta al equilibrio un aumento de la presión total del sistema.

Dato: $R = 0'0820 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

a) * Balance de materia:

	$\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$	$\rightleftharpoons$	$2 \text{NO}_2(\text{g})$
Moles iniciales	0'50		0'30
Moles reaccionados	x		-
Moles formados	-		2 · x
Moles en el equilibrio	0'50 - x		0'30 + 2 · x
Concentraciones de equilibrio	$\frac{0'50 - x}{7'4}$		$\frac{0'30 + 2 \cdot x}{7'4}$

* Moles totales en el equilibrio: $n_T = 0'50 - x + 0'30 + 2 \cdot x = 0'80 + x$

* Cálculo de x:

$$P_T \cdot V = n_T \cdot R \cdot T \Rightarrow 3'5 \cdot 7'4 = (0'80 + x) \cdot 0'082 \cdot 350 \Rightarrow 0'80 + x = \frac{3'5 \cdot 7'4}{0'082 \cdot 350} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow 0'80 + x = 0'902 \Rightarrow x = 0'902 - 0'80 = 0'102$$

* Concentraciones de equilibrio:

$$N_2O_4: \frac{0'50 - x}{7'4} = \frac{0'50 - 0'102}{7'4} = \boxed{0'0538 \text{ M}}$$

$$NO_2: \frac{0'30 + 2 \cdot x}{7'4} = \frac{0'30 + 2 \cdot 0'102}{7'4} = \boxed{0'0681 \text{ M}}$$

$$b) \text{ * Constante de equilibrio de concentraciones: } K_c = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]} = \frac{0'0681^2}{0'0538} = \boxed{0'0862}$$

* Incremento de moles gaseosos: $\Delta n = 2 - 1 = 1 \text{ mol}$

$$\text{ * Constante de equilibrio de presiones parciales: } K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} = 0'0862 \cdot (0'082 \cdot 350)^1 = \boxed{2'47}$$

c) Desplazará el equilibrio a la izquierda. Según el principio de Le Chatelier, la alteración de las condiciones de un equilibrio mediante un factor exterior provoca que el equilibrio se desplace en el sentido en el que se compense al factor exterior. Al aumentar la presión exterior, el equilibrio se desplaza en el sentido de disminuir esa presión, que es del lado del menor número de moles gaseosos, es decir, hacia la izquierda.

4) En un recipiente de 20 L se introducen 0'20 mol de BrF_5 y, una vez cerrado, con una presión total de 2'0 atm y 947°C, se establece el equilibrio: $BrF_5(g) \rightleftharpoons 1/2 Br_2(g) + 5/2 F_2(g)$, siendo $\Delta H_r^0 > 0$. Responda a las siguientes cuestiones:

a) Calcule el grado de disociación del BrF_5 .

b) Calcule la concentración de cada especie en el equilibrio y los valores de K_c y K_p .

c) Razone cómo se altera el equilibrio cuando: i) se reduce el volumen; ii) se aumenta la temperatura.

d) Calcule la velocidad de descomposición del BrF_5 a 650 °C cuando su concentración es $5'0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, sabiendo que su constante de velocidad a esa temperatura es $5'0 \cdot 10^{-3} \text{ s}^{-1}$.

Dato: $R = 0'0820 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

PROBLEMAS Y CUESTIONES DE TERMOQUÍMICA

2025

1) Para las siguientes reacciones en equilibrio, responda a las preguntas:

a) $\text{H}_2\text{S}(\text{g}) + \text{I}_2(\text{s}) \rightleftharpoons 2 \text{HI}(\text{g}) + \text{S}(\text{s})$ a 60 °C. Calcule K_p y K_c si las presiones parciales en el equilibrio para HI y H_2S son $3'65 \cdot 10^{-3}$ atm y 0'99 atm, respectivamente.

b) $\text{SO}_2(\text{g}) + 1/2 \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{SO}_3(\text{g})$. Utilizando las entalpías de formación, determine hacia dónde se desplazará el equilibrio al aumentar la temperatura.

Datos: $R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$; $\Delta H_f^\circ(\text{SO}_3, \text{g}) = -395'7 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\Delta H_f^\circ(\text{SO}_2, \text{g}) = -296'8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

a) * Constante de equilibrio de presiones parciales:

$$K_p = \frac{p_{\text{HI}}^2}{p_{\text{H}_2\text{S}}} = \frac{(3'65 \cdot 10^{-3})^2}{0'99} = \boxed{1'35 \cdot 10^{-5}}$$

* Incremento de moles gaseosos: $\Delta n = 2 - 1 = 1$

* Constante de equilibrio de concentraciones:

$$K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} \Rightarrow K_c = \frac{K_p}{(R \cdot T)^{\Delta n}} = \frac{1'35 \cdot 10^{-5}}{(0'082 \cdot 333)^1} = \boxed{4'94 \cdot 10^{-7}}$$

b) Hacia la izquierda.

* Incremento de entalpía:

$$\Delta H^\circ = \sum (n \cdot H^\circ)_{\text{productos}} - \sum (n \cdot H^\circ)_{\text{reactivos}} = 1 \cdot (-395'7) - 1 \cdot (-296'8) - 0'5 \cdot 0 = -98'9 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

Según el principio de Le Chatelier, la alteración de las condiciones de un equilibrio mediante un factor exterior provoca que el equilibrio se desplace en el sentido en el que se compense al factor exterior. Al ser la reacción exotérmica ($\Delta H < 0$), se calienta al transcurrir hacia la derecha. Si se aumenta la temperatura, el equilibrio se desplaza hacia la izquierda para compensarlo.

2) En el proceso de la fotosíntesis, el dióxido de carbono y el agua, en presencia de clorofila y luz solar, se convierten en carbohidratos, como la glucosa, y se libera oxígeno molecular. Responda a las siguientes preguntas:

a) Escriba y ajuste la reacción de formación de la glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) a través del proceso de fotosíntesis a 25 °C. Indique el estado de los compuestos.

b) Calcule la entalpía y la entropía de la reacción.

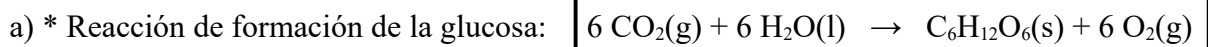
c) Razone si la reacción es espontánea a 25 °C.

d) ¿Qué volumen de dióxido de carbono se necesitará para llevar a cabo la síntesis de 1'00 kg de glucosa a 25 °C y 1'00 atm de presión?

Datos: A 298 K, $\Delta H^\circ(\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1})$: $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s}) = -1268'0$; $\text{CO}_2(\text{g})$: -393'5; $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$: -285'8.

A 298 K, $S^\circ(\text{J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1})$: $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s}) = 213'7$; $\text{CO}_2(\text{g})$: 213'6; $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$: 69'9; $\text{O}_2(\text{g})$: 205'0.

Masas atómicas (u): H = 1; C = 12; O = 16. $R = 0'0820 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.



b) * Incremento de entalpía:

$$\Delta H^\circ = \sum (n \cdot H^\circ)_{\text{productos}} - \sum (n \cdot H^\circ)_{\text{reactivos}} = -1268'0 + 6 \cdot 0 - 6 \cdot (-393'5) - 6 \cdot (-285'8) =$$

$$= \boxed{+2807'8 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}}$$

* Incremento de entropía:

$$\Delta S^\circ = \sum (n \cdot S^\circ)_{\text{productos}} - \sum (n \cdot S^\circ)_{\text{reactivos}} = 1 \cdot 213'7 + 6 \cdot 205'0 - 6 \cdot 213'6 - 6 \cdot 69'9 =$$

$$= \boxed{-257'3 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}}}$$

c) * Incremento de energía libre: $\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T \cdot \Delta S^\circ = 2807'8 - 298 \cdot (-0'2573) = +2884'5 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$

La reacción no es espontánea a 25 °C puesto que $\Delta G^\circ > 0$.

d) * Masa molecular de la glucosa: $M = 6 \cdot 12 + 12 \cdot 1 + 6 \cdot 16 = 180 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$

* Moles de CO_2 necesarios: $n = 1000 \text{ g glucosa} \cdot \frac{1 \text{ mol glucosa}}{180 \text{ g glucosa}} \cdot \frac{6 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol glucosa}} = 33'3 \text{ mol CO}_2$

* Volumen de CO_2 : $V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{33'3 \cdot 0'082 \cdot 298}{1} = \boxed{814 \text{ L CO}_2}$

2024

3) El clorato de potasio (sólido) se descompone para dar cloruro de potasio (sólido) y oxígeno molecular (gas). Para esta reacción de descomposición a 25 °C, calcule:

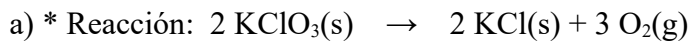
a) La variación de entalpía estándar.

b) La variación de entropía estándar.

c) La variación de energía de Gibbs estándar, y razone si la reacción es espontánea.

d) Determine si a 100 °C la reacción es espontánea o no. Considere ΔH° e ΔS° constantes con la temperatura.

Especies	$\Delta H_f^\circ (\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1})$	$\Delta G_f^\circ (\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1})$	$S^\circ (\text{J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1})$
$\text{KClO}_3(\text{s})$	-391'2	-289'9	143'0
$\text{KCl}(\text{s})$	-435'9	-408'3	82'7
$\text{O}_2(\text{g})$	0	0	205'0



* Variación de entalpía estándar:

$$\Delta H^\circ = \sum (n \cdot H^\circ)_{\text{productos}} - \sum (n \cdot H^\circ)_{\text{reactivos}} = 2 \cdot (-435'9) + 3 \cdot 0 - 2 \cdot (-391'2) = \boxed{-89'4 \text{ kJ}}$$

b) * Variación de entropía estándar:

$$\Delta S^\circ = \sum (n \cdot S^\circ)_{\text{productos}} - \sum (n \cdot S^\circ)_{\text{reactivos}} = 2 \cdot 82'7 + 3 \cdot 205'0 - 2 \cdot 143'0 = \boxed{494'4 \frac{\text{J}}{\text{K}}}$$

c) * Variación de energía de Gibbs estándar:

$$\Delta G^\circ = \sum (n \cdot G^\circ)_{\text{productos}} - \sum (n \cdot G^\circ)_{\text{reactivos}} = 2 \cdot (-408'3) + 3 \cdot 0 - 2 \cdot (-289'9) = \boxed{-236'8 \text{ kJ}}$$

La reacción es espontánea a 25 °C puesto que $\Delta G^\circ < 0$.

d) * Variación de energía de Gibbs a 100 °C:

$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S = -89'4 - 373 \cdot 0'4944 = -273'8 \text{ kJ}$$

La reacción es espontánea a 100 °C puesto que $\Delta G^\circ < 0$.

4) La síntesis industrial del metanol viene dada por: $\text{CO}(\text{g}) + 2 \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{OH}(\text{g})$. La reacción tiene lugar en un recipiente de 5'0 L y a 510 °C se alcanza el equilibrio, obteniéndose 0'78 mol de metanol. Calcule:

a) Las concentraciones de cada especie en el equilibrio, si se ha partido de 1'0 mol de CO y 2'0 mol de H_2 .

b) Las constantes de equilibrio, K_c y K_p .

c) La entalpía de reacción estándar (suponer constante a cualquier temperatura).

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

Entalpías de formación estándar a 25 °C ($\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$): $\text{CO}(\text{g}) = -110'5$; $\text{CH}_3\text{OH}(\text{g}) = -238'7$.

a) * Balance de materia:

	$\text{CO}(\text{g})$	+	$2 \text{H}_2(\text{g})$	$\rightleftharpoons$	$\text{CH}_3\text{OH}(\text{g})$
Moles iniciales	1		2		-
Moles reaccionados	x		$2 \cdot x$		-
Moles formados	-		-		x
Moles en el equilibrio	$1 - x$		$2 \cdot (1 - x)$		x
Concentraciones de equilibrio	$\frac{1-x}{5}$		$\frac{2 \cdot (1-x)}{5}$		$\frac{x}{5}$

* Obtención de x: $x = 0'78 \text{ mol}$

* Concentraciones de equilibrio:

$$\text{CO: } \frac{1-x}{5} = \frac{1-0'78}{5} = \boxed{0'044 \text{ M}} ; \quad \text{H}_2: \frac{2 \cdot (1-x)}{5} = \frac{2 \cdot (1-0'78)}{5} = \boxed{0'088 \text{ M}}$$

$$\text{CH}_3\text{OH: } \frac{x}{5} = \frac{0'78}{5} = \boxed{0'156 \text{ M}}$$

b) * Constante de equilibrio de concentraciones:

$$K_c = \frac{[\text{CH}_3\text{OH}]}{[\text{CO}] \cdot [\text{H}_2]^2} = \frac{0'156}{0'044 \cdot 0'088^2} = \boxed{458}$$

* Incremento de moles gaseosos: $\Delta n = 1 - 1 - 2 = -2 \text{ mol}$

* Constante de equilibrio de presiones parciales: $K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} = 458 \cdot (0'082 \cdot 783)^{-2} = \boxed{0'111}$

c) * Entalpía de reacción estándar:

$$\Delta H^\circ = \sum (n \cdot H^\circ)_{\text{productos}} - \sum (n \cdot H^\circ)_{\text{reactivos}} = 1 \cdot (-238'7) - 1 \cdot (-110'5) - 2 \cdot 0 = \boxed{-128'2 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}}$$

2016

5) El amoníaco gas, a 25 °C, puede oxidarse en presencia de oxígeno molecular, dando NO y agua.

a) Escriba y ajuste esta reacción, y calcule su variación de entalpía.

b) Calcule ΔG° para la reacción indicada.

c) Calcule ΔS° a 25 °C y justifique su signo.

d) Determine la temperatura a partir de la cual la reacción es espontánea.

Datos: ΔH_f° (kJ·mol⁻¹): NH₃(g) = -46; NO(g) = 90; H₂O(l) = -286.

ΔG_f° (kJ·mol⁻¹): NH₃(g) = -17; NO(g) = 86; H₂O(l) = -237.

R = 0'082 atm·L·mol⁻¹·K⁻¹.

a) * Reacción: $4 \text{ NH}_3(\text{g}) + 5 \text{ O}_2(\text{g}) \rightarrow 4 \text{ NO}(\text{g}) + 6 \text{ H}_2\text{O}(\text{l})$

* Variación de entalpía:

$$\Delta H^\circ = \sum (n \cdot H^\circ)_{\text{productos}} - \sum (n \cdot H^\circ)_{\text{reactivos}} = 4 \cdot 90 + 6 \cdot (-286) - 4 \cdot (-46) - 5 \cdot 0 = -1172 \text{ kJ}$$

* Variación de entalpía molar: $\Delta H^\circ = \frac{-1172}{4} = \boxed{-293 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}}$

b) * Variación de energía libre de Gibbs:

$$\Delta G^\circ = \sum (n \cdot G^\circ)_{\text{productos}} - \sum (n \cdot G^\circ)_{\text{reactivos}} = 4 \cdot 86 + 6 \cdot (-237) - 4 \cdot (-17) - 5 \cdot 0 = -1010 \text{ kJ}$$

PROBLEMAS Y CUESTIONES DE ÁCIDOS Y BASES

2025

1) El ácido butanoico (C_3H_7COOH) es un ácido monoprótico débil que se utiliza en muchas aplicaciones de la vida cotidiana, por ejemplo para mantener la frescura del pan, como aromatizante en jarabes o para mejorar la jugosidad de la carne, entre otras. A $25\text{ }^\circ\text{C}$ se preparan 250 mL de una disolución 0'250 M de este ácido con $\text{pH} = 2'72$.

a) Escriba ajustada la reacción de disociación en agua y calcule el porcentaje de disociación del ácido y el pK_a .

b) A $25\text{ }^\circ\text{C}$ se prepara una disolución de butanoato de sodio (C_3H_7COONa). Razone, si su pH será mayor, menor o igual que el de la disolución del enunciado.

c) Justifique si se formaría una disolución reguladora al mezclar la disolución del enunciado con una disolución de butanoato de sodio.

a) * Reacción de disociación en agua: $C_3H_7COOH + H_2O \rightleftharpoons C_3H_7COO^- + H_3O^+$

* Concentraciones de equilibrio:



* Concentración de iones oxonio: $[H_3O^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2'72} = 1'91 \cdot 10^{-3}\text{ M}$

* Porcentaje de disociación:

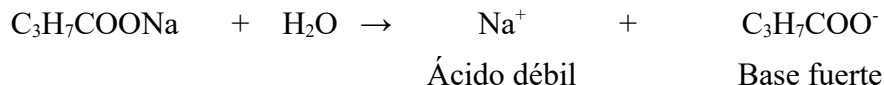
$$[H_3O^+] = c_0 \cdot \alpha \Rightarrow \alpha = \frac{[H_3O^+]}{c_0} = \frac{1'91 \cdot 10^{-3}}{0'250} = 7'64 \cdot 10^{-3} = \boxed{0'764\%}$$

* Constante de disociación:

$$K_a = \frac{[C_3H_7COO^-] \cdot [H_3O^+]}{[C_3H_7COOH]} = \frac{c_0 \cdot \alpha \cdot c_0 \cdot \alpha}{c_0 \cdot (1 - \alpha)} = \frac{c_0 \cdot \alpha^2}{1 - \alpha} = \frac{0'25 \cdot (7'64 \cdot 10^{-3})^2}{1 - 7'64 \cdot 10^{-3}} = 1'45 \cdot 10^{-5}$$

* Cálculo de pK_a : $\text{pK}_a = -\log K_a = -\log (1'45 \cdot 10^{-5}) = \boxed{4'84}$

b) Será mayor. Las sales de sodio son electrólitos fuertes, luego:



La base fuerte se hidroliza: $C_3H_7COO^- + H_2O \rightleftharpoons C_3H_7COOH + OH^-$

Al obtenerse iones hidróxido, OH^- , el pH se hace alcalino y sube con respecto a la disolución del enunciado.

c) Sí, se formaría. Un tipo de disolución reguladora está formada por ácido débil (C_3H_7COOH en este caso) y sal de ácido débil (C_3H_7COONa en este caso).

2) Razone si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas. Escriba las reacciones que tienen lugar para justificar su respuesta y realice, en su caso, los cálculos necesarios.

a) “El pH a 25 °C de la disolución resultante de mezclar 50 mL de una disolución 0'5 M de ácido nitroso con 50 mL de una disolución de hidróxido de sodio de igual concentración es neutro”.

b) “La cantidad de fenilamina ($C_6H_5 - NH_2$) necesaria para preparar una disolución de 100 mL de pH = 9, es mayor de 1 g”.

Datos: pK_a (ácido nitroso) = 3'3; pK_b (fenilamina) = 9'13; Masas atómicas (u): H = 1; C = 12; N = 14.

a) Falsa.

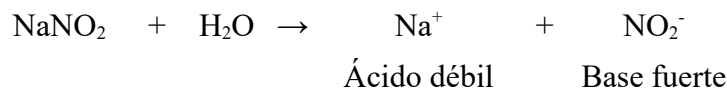
* Reacción de neutralización: $HNO_2 + NaOH \rightarrow NaNO_2 + H_2O$

* Moles de cada reactivo: HNO_2 : $0'5 \cdot 0'050 = 0'025$ mol ; $NaOH$: $0'5 \cdot 0'050 = 0'025$ mol

Reaccionan según las proporciones estequiométricas y se forman 0'025 mol de $NaNO_2$.

* Constante de disociación: $K_a = 10^{-pK_a} = 10^{-3'3} = 5'01 \cdot 10^{-4}$

* Disociación del $NaNO_2$:

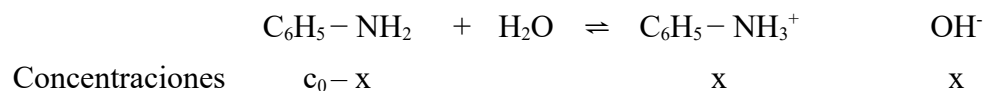


El NO_2^- se hidroliza por ser una base fuerte: $NO_2^- + H_2O \rightleftharpoons HNO_2 + OH^-$

Al obtenerse iones hidróxido, OH^- , el pH se hace alcalino.

b) Verdadera.

* Concentraciones de equilibrio:



* Constante de disociación: $K_b = 10^{-pK_b} = 10^{-9'13} = 7'41 \cdot 10^{-10}$

* Concentración de iones hidróxido: $pOH = 14 - pH = 14 - 9 = 5 \Rightarrow [OH^-] = 10^{-pOH} = 10^{-5} \text{ M} = x$

* Concentración inicial:

$$K_b = \frac{[C_6H_5NH_3^+][OH^-]}{[C_6H_5NH_2]} = \frac{x^2}{c_0 - x} \approx \frac{x^2}{c_0} \Rightarrow c_0 = \frac{x^2}{K_b} = \frac{(10^{-5})^2}{7'41 \cdot 10^{-10}} = 0'135 \text{ M}$$

* Masa molecular de la fenilamina: $M = 6 \cdot 12 + 7 \cdot 1 + 14 = 93 \frac{g}{mol}$

* Masa de fenilamina necesaria:

$$c_0 = \frac{n}{V_D} = \frac{m}{M \cdot V_D} \Rightarrow m = c_0 \cdot M \cdot V_D = 0'135 \frac{mol}{L} \cdot 93 \frac{g}{mol} \cdot 0'1 L = 1'26 g$$

Luego se necesita más de 1 g.

2024

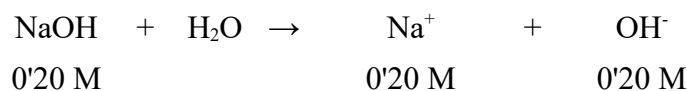
3) Se han preparado disoluciones acuosas 0'20 M de los siguientes compuestos a 25 °C: hidróxido de sodio, ácido propanoico, cloruro de amonio, cloruro de potasio y etanoato de sodio.

a) Calcule el pH de las disoluciones de hidróxido de sodio y ácido propanoico.

b) Ordene las disoluciones de cloruro de amonio, cloruro de potasio y etanoato de sodio de mayor a menor carácter ácido. Justifique la respuesta formulando las reacciones de ionización de cada especie, y las de hidrólisis del ion que lo requiera.

Datos: pK_a (ácido propanoico) = 4'9; pK_a (ácido acético) = 4'75; pK_b (amoníaco) = 4'75.

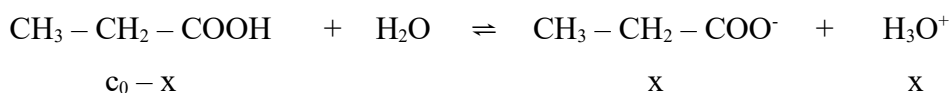
a) * Disociación del hidróxido de sodio:



* Cálculo del pH:

$$pOH = -\log [\text{OH}^-] = -\log 0'20 = 0'7 \quad ; \quad pH + pOH = 14 \Rightarrow pH = 14 - pOH = 14 - 0'7 = \boxed{13'3}$$

* Disociación del ácido propanoico:



* Constante de acidez del ácido propanoico: $K_a = 10^{-pK_a} = 10^{-4'9} = 1'26 \cdot 10^{-5}$

* Concentración de iones oxonio:

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{COOH}]} = \frac{x \cdot x}{c_0 - x} = \frac{x^2}{c_0 - x}$$

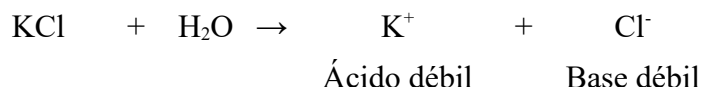
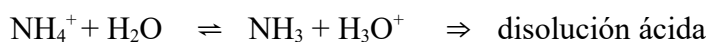
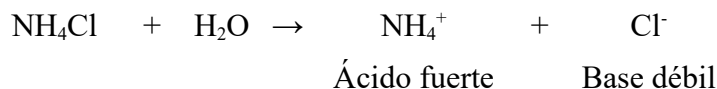
$$\frac{x^2}{0'20 - x} = 1'26 \cdot 10^{-5} \Rightarrow \frac{x^2}{0'20} \approx 1'26 \cdot 10^{-5} \Rightarrow x^2 \approx 0'20 \cdot 1'26 \cdot 10^{-5} = 2'52 \cdot 10^{-6} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow x \approx \sqrt{2'52 \cdot 10^{-6}} = 1'59 \cdot 10^{-3} \text{ M} = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

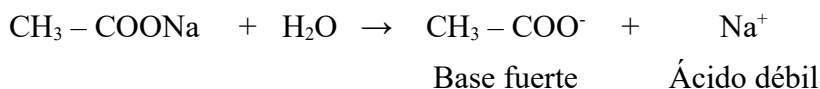
* Cálculo del pH: $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (1'59 \cdot 10^{-3}) = \boxed{2'8}$

b) * Orden de mayor a menor carácter ácido: $\text{NH}_4\text{Cl} > \text{KCl} > \text{CH}_3 - \text{COONa}$

* Reacciones de ionización y de hidrólisis:



La disolución del KCl es neutra



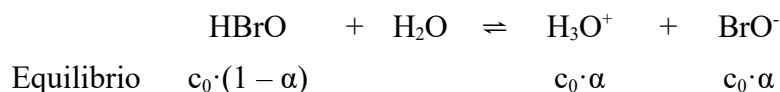
4) Responda a las siguientes cuestiones:

a) Calcule el grado de disociación y el pH de una disolución 0'10 M de ácido hipobromoso, a 25 °C, si su constante de disociación, a dicha temperatura, vale $2'3 \cdot 10^{-9}$.

b) Calcule la molaridad que debería tener una disolución de ácido sulfúrico para que su pH fuera igual al de la disolución anterior de ácido hipobromoso. Considere disociación completa del H_2SO_4 .

c) Dados los siguientes ácidos: ácido hipobromoso ($K_a = 2'3 \cdot 10^{-9}$) y ácido fluorhídrico ($K_a = 7 \cdot 10^{-4}$), escriba la fórmula y el nombre de sus respectivas bases conjugadas, ordenándolas justificadamente según su fuerza creciente como bases.

a) * Reacción de disociación:



* Grado de disociación: $K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{BrO}^-]}{[\text{HBrO}]} = \frac{c_0 \cdot \alpha \cdot c_0 \cdot \alpha}{c_0 \cdot (1 - \alpha)} = \frac{c_0 \cdot \alpha^2}{1 - \alpha}$

Al ser K_a muy pequeño: $K_a \approx c_0 \cdot \alpha^2 \Rightarrow \alpha^2 \approx \frac{K_a}{c_0} \Rightarrow$

$$\Rightarrow \alpha \approx \sqrt{\frac{K_a}{c_0}} = \sqrt{\frac{2'3 \cdot 10^{-9}}{0'10}} = \boxed{1'52 \cdot 10^{-4}}$$

PROBLEMAS Y CUESTIONES DE REACCIONES RÉDOX

2025

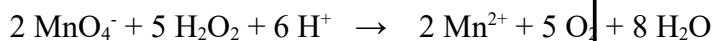
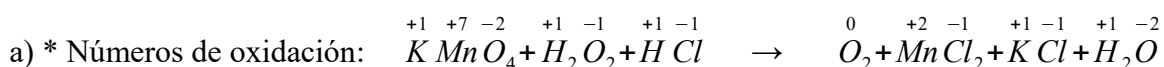
1) El permanganato de potasio, en medio ácido clorhídrico, oxida al peróxido de hidrógeno produciendo oxígeno, cloruro de manganeso(II), cloruro de potasio y agua. Conteste a las siguientes cuestiones:

a) Ajuste las semirreacciones de oxidación y reducción utilizando el método del ion electrón, y las reacciones iónica y molecular. Indique el agente oxidante y el reductor, así como el elemento que se oxida y el que se reduce.

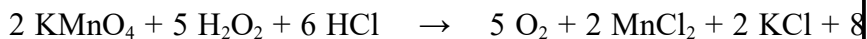
b) Calcule el volumen en mL, de disolución de permanganato de potasio 0'10 M que es necesario para oxidar 100 mL de una disolución 0'20 M de peróxido de hidrógeno.

c) Calcule el volumen de oxígeno obtenido a 1'0 atm y 25°C en la reacción del apartado b).

Dato: $R = 0'0820 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.



* Reacción molecular:
 H_2O



La especie oxidante es el MnO_4^- porque oxida a la otra especie, reduciéndose ella. La especie reductora es el H_2O_2 porque reduce a la otra especie, oxidándose ella.

b) * Volumen de KMnO_4 :

$$V = 0'1 \text{ L} \cdot \frac{0'20 \text{ mol H}_2\text{O}_2}{1 \text{ L}} \cdot \frac{2 \text{ mol KMnO}_4}{5 \text{ mol H}_2\text{O}_2} \cdot \frac{1 \text{ L}}{0'1 \text{ mol KMnO}_4} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = \boxed{80 \text{ mL}}$$

c) * Moles de oxígeno obtenidos: $n = 0'1 \text{ L} \cdot \frac{0'20 \text{ mol H}_2\text{O}_2}{1 \text{ L}} \cdot \frac{5 \text{ mol O}_2}{5 \text{ mol H}_2\text{O}_2} = 0'02 \text{ mol O}_2$

* Volumen de oxígeno obtenido: $V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0'02 \cdot 0'082 \cdot 298}{1} = 0'489 \text{ L} = \boxed{489 \text{ mL}}$

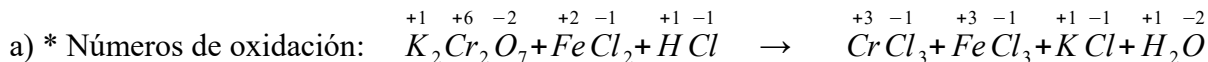
2024

2) El dicromato de potasio reacciona con el cloruro de hierro(II) en disolución de ácido clorhídrico, obteniéndose como productos: cloruro de cromo(III), cloruro de hierro(III), cloruro de potasio y agua.

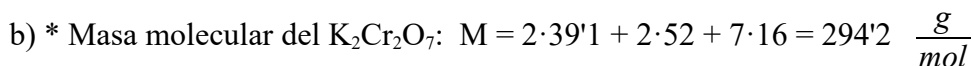
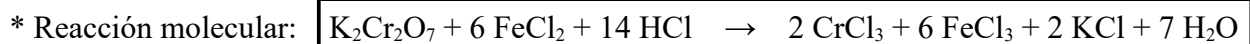
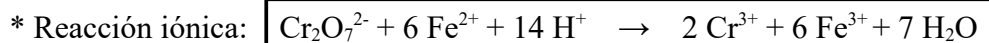
a) Formule y ajuste por el método del ion electrón las semirreacciones de oxidación y reducción. Indique las especies oxidante y reductora. Ajuste la reacción iónica y la molecular.

b) Determine qué masa de dicromato de potasio se necesitará para que reaccione completamente con 50 mL de disolución de cloruro de hierro(II) 0'60 M.

Datos: Masas atómicas (u): O = 16'0; K = 39'1; Cr = 52'0.



La especie oxidante es el $Cr_2O_7^{2-}$ porque oxida a la otra especie, reduciéndose ella. La especie reductora es el Fe^{2+} porque reduce a la otra especie, oxidándose ella.



* Masa de $K_2Cr_2O_7$:

$$m = 0'60 \frac{mol FeCl_2}{1 L} \cdot 0'050 L \cdot \frac{1 mol K_2Cr_2O_7}{6 mol FeCl_2} \cdot \frac{294'2 g K_2Cr_2O_7}{1 mol K_2Cr_2O_7} = 1'47 g K_2Cr_2O_7$$

3) Considere los potenciales de reducción que se indican y conteste razonadamente:

a) Combinando dos electrodos de los especificados, justifique cuales forman la pila con el potencial más positivo. Escriba las reacciones que tienen lugar en el ánodo y en el cátodo, y calcule el potencial de dicha pila.

b) Se dispone de dos recipientes con disoluciones de nitrato de plata y nitrato de manganeso(II) y en cada uno se introduce una barra de hierro. ¿En cuál de ellos se formará una capa del otro metal sobre la barra de hierro? Razone la respuesta.

Datos: $E^\circ(V)$: $Mn^{2+}/Mn = -1'18$; $Fe^{2+}/Fe = -0'44$; $Pb^{2+}/Pb = -0'125$; $Ag^+/Ag = 0'80$;

$Au^{3+}/Au = 1'52$.

a) La pila formada por los electrodos: Au^{3+}/Au y Mn^{2+}/Mn .

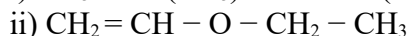
Para que una pila funcione, el potencial de reducción debe ser positivo. Para que sea lo más positivo posible, el cátodo debe ser el de mayor potencial de reducción y el ánodo el de potencial de reducción más pequeño o más negativo.

PROBLEMAS Y CUESTIONES DE QUÍMICA ORGÁNICA

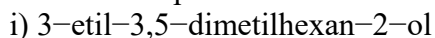
2025

1) Responda a las siguientes cuestiones:

a) Nombre los siguientes compuestos, e indique a qué tipo de compuesto orgánico pertenecen:



b) Escriba la fórmula semidesarrollada de los siguientes compuestos, nombrando el/los grupo/s funcional/es presente/s:

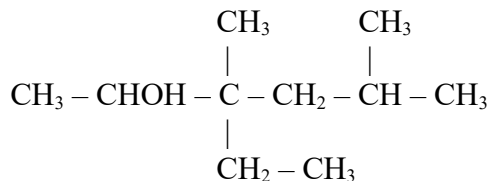


c) Formule y nombre dos isómeros de cadena no cíclicos del hexano.

1) a) i) 3-etil-3,5-dimetilhexanal. Es un aldehído.

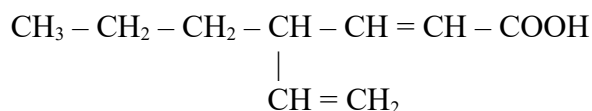
ii) Etenil etil éter o etil vinil éter. Es un éter.

b) i)



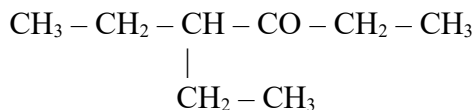
El grupo funcional es el $-\text{OH}$, el grupo alcohol.

ii)



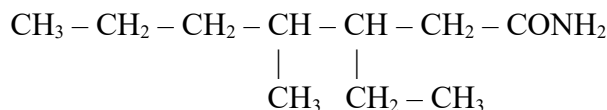
El grupo funcional principal es el $-\text{COOH}$, grupo ácido o carboxilo. Además, presenta dos dobles enlaces.

iii)



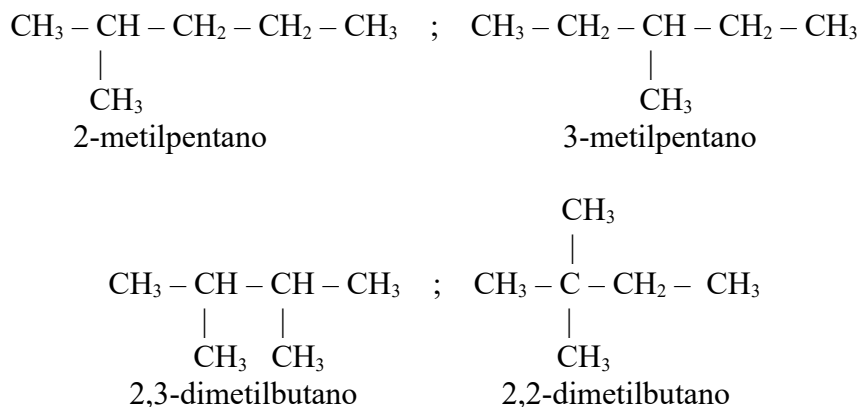
El grupo funcional es el $-\text{CO}$, grupo cetona o carbonilo.

iv)



El grupo funcional es el $-\text{CONH}_2$, el grupo amida.

c) Las distintas posibilidades son:



2) Responda a las siguientes cuestiones:

a) Justifique si para el compuesto $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CHOH} - \text{CH}_3$ son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones. Escriba las reacciones correspondientes si las hubiere, y nombre los productos:

i) Al reaccionar con H_2SO_4 concentrado da prioritariamente dos compuestos isómeros geométricos.

ii) Puede adicionar agua para dar butano.

b) Formule, en cada caso, el compuesto que presente las siguientes condiciones:

i) Un aldehído de tres carbonos que contenga átomos con hibridación sp .

ii) Una amina secundaria de tres átomos de carbono, con el átomo de nitrógeno unido a un carbono con hibridación sp^3 y a otro carbono con hibridación sp^2 .

c) Dados los compuestos $\text{CH}_3 - \text{CHOH} - \text{CH}_3$ y $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$:

i) Justifique cuál tiene mayor temperatura de fusión.

ii) Formule la reacción de obtención de $\text{CH}_3 - \text{CHOH} - \text{CH}_3$ a partir del alqueno correspondiente, indicando el medio en el que transcurre (ácido, básico), el tipo de reacción y si se trata del producto minoritario y la regla que sigue.

a) i) Verdadera.

* Reacción general: alcohol + H₂SO₄ → alqueno + H₂O

* Reacción particular: $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CHOH} - \text{CH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CH} - \text{CH}_3 + \text{H}_2\text{O}$
butan-2-ol
but-2-eno

Según la regla de Saytzeff, el producto mayoritario se obtiene al eliminar H del C que menos tiene. El but-2-eno presenta isomería geométrica porque los carbonos del doble enlace están unidos a un H y a otro grupo distinto. Los isómeros geométricos son el cis-but-2-eno y el trans-but-2-eno.

b) i) $\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CHO}$: propenal.

ii) $\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{NH} - \text{CH}_3$: etenil metil amina.

c) i) El propan-2-ol. Tendrá mayor temperatura de fusión el que tenga mayor intensidad en las fuerzas intermoleculares. El propan-2-ol tiene enlaces de hidrógeno, fuerzas dipolo-dipolo y fuerzas de London, más fuertes que las fuerzas de dispersión del propano.

ii) * Reacción general: $\text{alqueno} + \text{H}_2\text{SO}_4 / \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{alcohol}$

Es una reacción de adición electrofílica al doble enlace, una hidratación. Se sigue la regla de Markovnikov: cuando se adiciona un reactivo polar insaturado a un doble enlace, el H se une al átomo que tenía más hidrógenos. El propan-2-ol es el producto mayoritario; el minoritario sería el propan-1-ol.

a) $A + B \rightarrow$ etanoato de isopropilo (etanoato de metiletilo)

$$\text{b) } n (\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH}_3) + \text{catalizador} \rightarrow \text{C}$$

c) 2-metilpropeno + HBr $\rightarrow$ D + E

d) butanona + reductor $\rightarrow$ F

a) * **Reacción general:** ácido + alcohol $\rightarrow$ éster + agua

* Reacción particular:



b) * Reacción particular: $n (\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH}_3) + \text{catalizador} \rightarrow \text{-(CH}_2 - \underset{\text{CH}_3}{\text{CH}} - \text{CH}_3)_n -$
polipropileno