

EJERCICIOS DE QUÍMICA DE 2º DE BACHILLERATO

INDICE

1. TERMODINÁMICA.....	2
2. CINÉTICA Y EQUILIBRIOS QUÍMICO.....	11
2. 1. CINÉTICA QUÍMICA	11
2. 2. EQUILIBRIO QUÍMICO	14
3. EQUILIBRIOS ÁCIDO BASE.....	25
4. EQUILIBRIOS DE OXIDACIÓN REDUCCIÓN.....	35
5. ESTRUCTURA DE LA MATERIA.....	47
6. QUÍMICA ORGÁNICA.....	57
7. QUÍMICA E INDUSTRIA.....	67

1. TERMODINÁMICA

1. El ozono se produce en las altas capas de la atmósfera.

- Formule la reacción
- Calcule la energía de esa reacción en C.E. si las entalpías normales de formación del ozono y del monooxígeno son 249 y 143 kJ mol^{-1} , respectivamente.
- Exponga brevemente dos razones de la importancia de la llamada capa de ozono para el hombre.
- Cite qué clase de sustancias llegan desde la biosfera y la destruyen.

Sol.: 106 kJ mol^{-1}

2. El nitrato amónico es un producto de gran interés industrial puesto que puede usarse como fertilizante y como explosivo con un detonante descomponiéndose, en este caso, en nitrógeno, oxígeno y agua. Dada la siguiente tabla de energías de enlace:

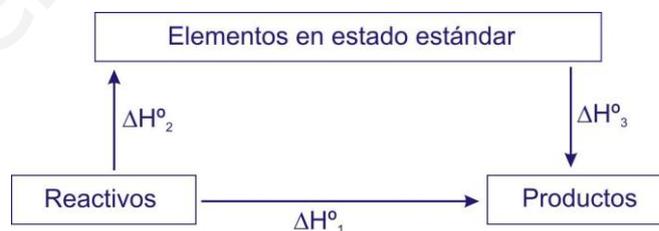
Enlace	O-H	N-H	O=O	N-N	N=N	N≡N	N-O
Energía media de enlace(kJ mol^{-1})	463	389	494	159	418	941	175

Justifique, supuesto que los enlaces entre nitrógeno y oxígeno fuesen N-O, y sin tener en cuenta el enlace iónico entre el nitrato y el amonio:

- Si al descomponerse libera una energía que justifique que sea explosivo.
- Por qué cree que es necesario utilizar un detonante para que se produzca la reacción y cuál es el papel que desempeña.
- Si la reacción es espontánea tanto por su variación de entalpía como por la de entropía.
- Si la reacción se desarrolla a gran velocidad.

Sol.: -959 kJ mol^{-1}

3. Dado el siguiente esquema, Razone qué son ΔH°_1 , ΔH°_2 , ΔH°_3 y si pueden conocerse sus valores, directa o indirectamente, disponiendo de unas tablas.



4. El calor de combustión de un hidrocarburo C_4H_6 es $\Delta H = -2001 \text{ kJ mol}^{-1}$.

Utilizando los datos adjuntos, justifique si se trata de un isómero con dos dobles enlaces o de otro con un enlace triple.

Datos: Energías de enlace (kJ mol^{-1}): C-C, 348; C=C, 612; C≡C, 812; C-H, 412; O=O, 494; C=O, 747; H-O, 463

Sol.: $-1993 \text{ kJ mol}^{-1}$; $-2057 \text{ kJ mol}^{-1}$;

5. Dados los calores de combustión de las sustancias que figuran en la tabla adjunta, completar dicha tabla y justificar teniendo en cuenta el rendimiento energético por unidad de masa:

Sustancia	Fórmula	$-\Delta H_{\text{combustión}}$ (kJ mol^{-1})	$-\Delta H_{\text{combustión}}$ (kJ g^{-1})
Grafito		340,9	
Glucosa		2803,0	
Metano		890,3	
Metanol		726,5	
Propano		2219,9	
Hidrógeno		285,8	

a) Que los combustibles gaseosos hayan desplazado a los carbones.

b) Porqué se utilizan hidrocarburos mejor que compuestos oxigenados.

c) Porqué en los cohetes espaciales se utiliza hidrógeno como combustible

P.at. C = 12; O = 16; H = 1

6. Indique, justificadamente, cuál de las siguientes especies químicas presentaría una entalpía normal de formación nula:

- Hidrógeno molecular.
- Hidrógeno atómico.
- Oxígeno molecular.
- Ozono.
- Cinc metálico.

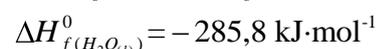
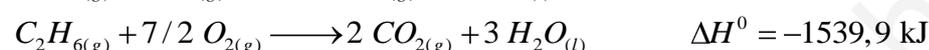
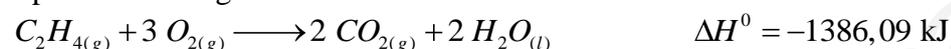
7. Calcular la variación de energía interna para la reacción de combustión del benceno (C_6H_6) si el proceso se realiza a presión constante a 1 atmósfera y temperatura constante de 25 °C.

Datos: $\Delta H_f^\circ CO_2(g) = -393,13 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^\circ H_2O(l) = -285,8 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^\circ C_6H_6(l) = 49 \text{ kJ/mol}$; $R = 8,3 \cdot 10^{-3} \text{ kJ/mol}$

Sol.: -3261,47 kJ·mol⁻¹

8. a) Calcule la variación de entalpía de la reacción: $C_2H_4(g) + H_2(g) \longrightarrow C_2H_6(g)$

a partir de los siguientes datos:



b) Calcule el calor puesto en juego cuando 11,2 litros de $H_2(g)$ a 1 atm. y 0 °C hidrogenan la correspondiente cantidad de etileno.

Sol.: -131,99 kJ; -66 kJ

9. A 25 °C y 1 atmósfera de presión, el calor de formación del bromuro de hidrógeno es de 36,2 kJ/mol. Calcule el calor de disociación del HBr en sus átomos constituyentes sabiendo que en las condiciones señaladas, los calores de disociación del $H_2(g)$ y del $Br_2(g)$ son respectivamente, 435,6 y 193,28 kJ/mol.

Sol.: 278,24 kJ

10. Dadas tres reacciones espontáneas cualquiera. Razone:

- Cual es el signo de ΔG para cada una.
- Qué datos sería preciso conocer para saber si al producirse las reacciones, aumenta el grado de desorden y cual de ellas transcurriría a mayor velocidad.

11. De las siguientes reacciones, cada una de ellas a 1 atm de presión.

	$\Delta H(\text{kJ})$	$\Delta S(\text{kJ/K})$
i) $1/2 H_2(g) + 1/2 I_2(s) \rightleftharpoons HI(g)$	+ 25,94	+34,63·10 ⁻²
ii) $2 NO_2(g) \rightleftharpoons N_2O_4(g)$	- 58,16	- 73,77·10 ⁻²
iii) $S(s) + H_2(g) \rightleftharpoons H_2S(g)$	- 16,73	+18,19·10 ⁻²

Razonar:

- Las que son espontáneas a todas las temperaturas.
- Las que son espontáneas a bajas temperaturas y no espontáneas a altas temperaturas.
- Las que son espontáneas a altas temperaturas y no espontáneas a bajas temperaturas.

12. Calcule:

- El calor de la reacción de hidratación de la cal viva.
- El calor desprendido cuando se apaga, añadiendo suficiente cantidad de agua, una tonelada de cal viva.

Datos: $\Delta H_f H_2O(l) = -285,5 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f Ca(OH)_2(s) = -985,6 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f CaO(s) = -634,9 \text{ kJ/mol}$; Masas atómicas: Ca = 40; O = 16

Sol.: -65,2 kJ·mol⁻¹; -1,164·10⁶ kJ

13. a) Formule la reacción de formación del etanol.
 b) Calcule la entalpía de formación del etanol en condiciones estándar, sabiendo que la entalpía de combustión del etanol es $-29,7 \text{ kJ/g}$, la entalpía de formación del dióxido de carbono es $-393,5 \text{ kJ/mol}$ y la entalpía de formación del agua líquida es $-285,8 \text{ kJ/mol}$.
 c) Interprete el resultado numérico obtenido en cuanto a su signo.
 Masas atómicas: C = 12,0; H = 1,0; O = 16,0

Sol.: $-278,8 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

14. a) Las energías de los enlaces C-C, C=C y C≡C son, respectivamente, 347,0; 611,0 y 833,0 $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$. Justifique el por qué de estas diferencias.
 b) Si la energía libre de Gibbs de formación del carbono (grafito) es nula y la del carbono (diamante) vale $2,87 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ a 1 atm y 25°C , razone si puede convertirse el grafito en diamante en esas condiciones.

15. En una fábrica de cemento es necesario aportar al horno 3300 kJ por cada kilogramo de producto. La energía se obtiene por combustión de gas natural (que puede considerarse que es metano puro) con aire. Se pide:

- a) Formule y ajuste la reacción de combustión del gas natural.
 b) Determine el calor de la combustión completa del gas natural.
 c) Calcule, por tonelada de cemento producido, la cantidad necesaria de gas natural expresada en kilogramos.
 d) ¿Cuántos metros cúbicos de aire, medidos a 1 atm y 25°C , serán necesarios para la combustión completa de la cantidad de gas natural del apartado c)?

Considere que la combustión del gas natural se realiza en condiciones estándar (1 atm y 25°C) Y que el aire contiene un 21 % en volumen de oxígeno.

Entalpías estándar de formación (ΔH_f°): $\text{CH}_4(\text{g})$: $-74,8 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; $\text{CO}_2(\text{g})$: $-393,5 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$: $-285,8 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; Constante R= $0,082 \text{ atm}\cdot\text{l}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$; Masas atómicas: C= 12,0; H= 1,0; O= 16,0

Sol.: $-890,3 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; $59,3 \text{ kg/tm}$; $0,79 \text{ m}^3$

16. El proceso Deacon para la obtención de cloro gaseoso se basa en hacer reaccionar cloruro de hidrógeno y oxígeno gaseosos.

- a) Formule la ecuación ajustada del proceso, sabiendo que además de cloro se obtiene también vapor de agua.
 b) Determine la variación de entalpía por mol de cloro formado, interpretando el resultado obtenido, a partir de los valores siguientes de las energías de enlace:
 Entalpía de enlace H-Cl: $432 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; Entalpía de enlace O=O: $499 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; Entalpía de enlace Cl-Cl: $243 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; Entalpía de enlace O-H: $460 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Sol.: $-49,5 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

17. Determine la energía libre de Gibbs a 25°C para la reacción de combustión de 1 mol de monóxido de carbono, e indique si es o no un proceso espontáneo.

Datos: $\Delta H_f^\circ \text{CO}_2(\text{g}) = -393,5 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; $\Delta H_f^\circ \text{CO}(\text{g}) = -110,5 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; $S^\circ \text{CO}_2(\text{g}) = 123,6 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$; $S^\circ \text{CO}(\text{g}) = 197,9 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$; $S^\circ \text{O}_2(\text{g}) = 205,0 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$

Sol.: $-230,31 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}$

18. Consultando una tabla de datos termodinámicos a 298 K, encontramos los siguientes valores:

Justifique si para dicha temperatura las siguientes proposiciones son verdaderas o falsas:

- a) La formación de NO a partir de nitrógeno y oxígeno, en condiciones estándar, es un proceso endotérmico.
 b) El NO es una sustancia más estable que el NO_2 .
 c) La oxidación con oxígeno, en condiciones estándar, de NO a NO_2 es exotérmica.

	ΔH_f° ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$)	ΔG_f° ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$)
$\text{NO}(\text{g})$	90,25	86,57
$\text{NO}_2(\text{g})$	33,18	51,30

d) La oxidación con oxígeno, en condiciones estándar, de NO a NO₂ es espontánea.

19. a) Defina la magnitud denominada entalpía de enlace

b) ¿Cuál es la unidad internacional en que se mide la entalpía de enlace?

c) ¿Cómo se puede calcular la entalpía de una reacción determinada si disponemos de una tabla de valores de las entalpías de enlace?

d) ¿Cómo se explica que la entalpía del enlace C=C no alcance el doble del valor de la entalpía del enlace C-C?

20. Sabiendo que las entalpías estándar de combustión del hexano líquido, carbono sólido e hidrógeno gas, son de -4192,0 -393,1 y -285,8 kJ·mol⁻¹ respectivamente. Calcule:

a) La entalpía de formación del hexano líquido a 25 °C

b) El número de moles de hidrógeno consumidos en la formación del hexano líquido cuando se han liberado 30 kJ.

Sol.: -167,2 kJ·mol⁻¹; 1,256 moles

21. Utilizando los datos que precise de la tabla adjunta, calcule:

Sustancia	C ₄ H _{8(g)}	C ₄ H _{10(g)}	CO _(g)	CO _{2(g)}	H ₂ O _(g)
ΔH _f ^o (kJ/mol)	28,4	-124,7	-110,5	-393,5	-241,8

a) La cantidad de calor desprendido en la combustión de 14,5 kg de n-butano

b) La variación de la energía interna del sistema, considerando 25 °C de temperatura.

Datos: R = 8,30 J·mol⁻¹·K⁻¹; masas atómicas: C = 12,0; H = 1,0.

Sol.: -664575 kJ; -2662kJ·mol⁻¹

22. Justifique cuáles de los procesos siguientes serán siempre espontáneos, cuáles no lo serán nunca y en cuáles dependerá de la temperatura:

a) Proceso con ΔH < 0 y ΔS > 0.

b) Proceso con ΔH > 0 y ΔS < 0.

e) Proceso con ΔH < 0 y ΔS < 0.

d) Proceso con ΔH > 0 y ΔS > 0.

23. Utilizando los datos siguientes:

Sustancia	C ₂ H _{6(g)}	CO _{2(g)}	H ₂ O _(l)	C _(s)	O _{2(g)}
ΔH _f ^o (kJ mol ⁻¹)	-84,7	-394,0	-286,0	0,0	0,0

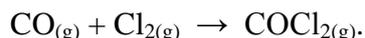
a) Calcule las entalpías de combustión del carbón (C_(s)) y del etano (C₂H_{6(g)}).

b) A partir de los resultados del apartado anterior, calcule qué sustancia produce más energía por gramo de combustible y por mol de dióxido de carbono formado.

Datos: Masas atómicas C = 12,0; H = 1,0

Sol.: -394 kJ·mol⁻¹; 32,83 kJ·g⁻¹; -52,04 kJ·g⁻¹; -394 kJ·mol⁻¹; -780,6 k·mol⁻¹

24. Utilizando los valores que aparecen en la tabla, todos obtenidos a la temperatura de 25 °C, y considerando la reacción:



a) Calcule ΔS^o de la reacción.

b) Calcule ΔH^o de la reacción.

c) Calcule ΔG^o de la reacción.

d) Razone si la reacción es o no espontánea.

Compuesto	S ^o (J·mol ⁻¹ ·K ⁻¹)	ΔH ^o (kJ·mol ⁻¹)
CO _(g)	197,7	-110,4
Cl _{2(g)}	222,8	0,0
COCl _{2(g)}	288,8	-222,8

Sol.: -131,7 J·mol⁻¹·K; -112,4 kJ·mol⁻¹; -73,2 kJ·mol⁻¹

25. El benceno (C₆H₆) se puede obtener a partir del acetileno (C₂H₂) según la reacción siguiente: 3C₂H_{2(g)} → C₆H_{6(l)}. Las entalpías de combustión, a 25 °C y 1 atm, para el acetileno y el benceno son, respectivamente, -1300 kJ·mol⁻¹ y -3267 kJ·mol⁻¹.

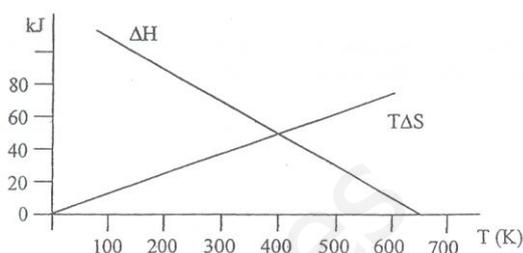
- a) Calcule ΔH° de la reacción de formación del benceno a partir del acetileno y deduzca si es un proceso endotérmico o exotérmico.
 b) Determine la energía (expresada en kJ) que se libera en la combustión de 1 gramo de benceno.

Datos: Masas atómicas: C = 12,0; H = 1,0

Sol.: -633 kJ; 41,9 kJ·g⁻¹

26. Teniendo en cuenta la gráfica que representa los valores de ΔH y $T\Delta S$ para la reacción $A \rightarrow B$, razone si las siguientes afirmaciones son ciertas o falsas:

- a) A 500 K la reacción es espontánea
 b) El compuesto A es más estable que el B a temperaturas inferiores a 400 K
 c) A 400 K el sistema se encuentra en equilibrio
 d) La reacción de transformación de A en B es exotérmica a 600 K.



27. La descomposición del tetraóxido de dinitrógeno, $N_2O_4 \rightleftharpoons 2 NO_2$, ocurre espontáneamente a temperaturas altas. Los datos termodinámicos, a 298 K, se incluyen en la tabla adjunta. Determine para dicha reacción:

- a) ΔH° e ΔS° a 298 K.
 b) La variación de energía interna a 298 K.
 c) Si la reacción es espontánea a 298 K en condiciones estándar.

Compuesto	ΔH_f° (kJ·mol ⁻¹)	S° (J·K ⁻¹ ·mol ⁻¹)
N ₂ O ₄	9,2	304
NO ₂	33,2	240

d) La temperatura a partir de la cuál el proceso es espontáneo (considere que ΔH° y ΔS° son independientes de la temperatura).

Datos: $R = 8,31 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$

Sol.: 57,2 kJ·mol⁻¹; 176 J·K⁻¹·mol⁻¹; 54,72; No espontánea; T > 325 K

28. La tabla adjunta suministra datos termodinámicos, a 298 K y 1 atm, para el agua en estado líquido y gaseoso.

- a) Calcule ΔH° , ΔS° y ΔG° para el proceso de vaporización del agua.
 b) Determine la temperatura a la que las fases líquida y gaseosa se encuentran en estado de equilibrio (Considere que ΔH° y ΔS° no cambian con la temperatura)

Compuesto	ΔH_f° (kJ·mol ⁻¹)	S° (J·K ⁻¹ ·mol ⁻¹)
H ₂ O _(l)	-286	70
H ₂ O _(g)	-242	188

Sol.: 44 kJ·mol⁻¹; 118 J·K⁻¹·mol⁻¹; 8836 kJ·mol⁻¹; 372 K

29. Calcule para la formación del etanol:

- a) la energía libre estándar
 b) la entropía estándar.

Datos en kJ·mol⁻¹, a 25 °C: $\Delta G_f^\circ [\text{CO}_{2(g)}] = -394,0$; $\Delta G_f^\circ [\text{H}_2\text{O}_{(l)}] = -236,9$; $\Delta G_f^\circ [\text{O}_{2(g)}] = 0$;
 $\Delta H_f^\circ [\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}_{(l)}] = -277,3$; $\Delta G_{\text{combustión}}^\circ [\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}_{(l)}] = -1282,5$.

Sol.: -216,2 kJ·mol⁻¹; -205,04 J·mol⁻¹·K⁻¹

30. La entalpía de combustión del butano es $\Delta H_c = -2642 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$, si todo el proceso tiene lugar en fase gaseosa:

- a) Calcule la energía media del enlace O-H.
 b) Determine el número de bombonas de butano (6 kg de butano/bombona) que hacen falta para calentar una piscina de 50 m³ de 14 a 27°C.

Datos: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$; Masas atómicas C = 12; O = 16; H = 1; c_e (calor específico del agua) = 4,18 kJ·K⁻¹·kg⁻¹; ρ (densidad del agua) = 1 kg·L⁻¹.

Energías medias de enlace: $E(\text{C-C}) = 346 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; $E(\text{C=O}) = 730 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$;
 $E(\text{O=O}) = 487 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; $E(\text{C-H}) = 413 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Sol.: 513,5 kJ·mol⁻¹; 9,49 bombonas

31. Para la reacción de combustión del etanol, C₂H₅OH, que es un líquido a 25 °C, conteste a las siguientes preguntas con ayuda de los datos de la tabla que se adjunta:

- Escriba la reacción y calcule su ΔG a 25 °C.
- Calcule la variación de la energía interna a 25°C.
- Explique si la reacción sería o no espontánea a 727 °C (supóngase que ΔH_f° y ΔS° son independientes de la temperatura). Dato: $R = 8,31 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.

	C ₂ H ₅ OH(1)	O ₂ (g)	CO ₂ (g)	H ₂ O(1)
ΔH_f° (kJ·mol ⁻¹)	-277,3	0,0	-393,5	-285,8
ΔS° (J·mol ⁻¹ ·K ⁻¹)	160,5	205,0	213,6	69,9

Sol.: -1325,8 kJ·mol⁻¹; -1369,6 kJ·mol⁻¹; espontánea

32. Si se dispone de naftaleno (C₁₀H₈) como combustible:

- Calcule su entalpía molar estándar de combustión.
 - Calcule la energía que se desprenderá al quemar 100 g de naftaleno.
 - Calcule el volumen que ocupará el CO₂ desprendido en la combustión de los 100 g de naftaleno si se recoge a temperatura de 25 °C y presión 1,20 atm.
- Datos: $\Delta H_f^\circ(\text{C}_{10}\text{H}_8) = -58,6 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; $\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) = -393,6 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; $\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}) = -284,7 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$;
 $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$; Masas Atómicas: H = 1; C = 12; O = 16

Sol.: 5016,2 kJ·mol⁻¹; 3919 kJ; 159,06 L

33. En una reacción de combustión de etano en fase gaseosa se consume todo el etano (equilibrio totalmente desplazado hacia los productos):

- Escriba y ajuste la reacción de combustión.
- Escriba la expresión para el cálculo de entalpía de reacción (ΔH_r°) a partir de las entalpías de formación (ΔH_f°).
- Escriba la expresión para el cálculo de entropía de reacción (ΔS_r°), a partir de las entropías (S°).
- Justifique el signo de las magnitudes ΔH_r° y ΔG_r° .

34. La entalpía para la reacción de obtención de benceno líquido a partir de etino gaseoso, $3 \text{ C}_2\text{H}_2 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_6$, es $-631 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$. En todo el proceso la temperatura es 25 °C y la presión 15 atm. Calcule:

- Volumen de etino necesario para obtener 0,25 L de benceno líquido.
- Cantidad de calor que se desprende en dicho proceso.
- Densidad del etino en dichas condiciones.

Datos: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$; $\rho_{(\text{benceno})} = 0,874 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$; Masas atómicas: H = 1, C = 12.

Sol.: 1,629 L; -1767,6 kJ; 15,96 g·L⁻¹.

35. El clorato de potasio (sólido) se descompone, a altas temperaturas, para dar cloruro de potasio (sólido) y oxígeno molecular (gas). Para esta reacción de descomposición, calcule:

- La variación de entalpía estándar.
- La variación de energía de Gibbs estándar.
- La variación de entropía estándar.
- El volumen de oxígeno, a 25 °C y 1 atm, que se produce a partir de 36,8 g de clorato de potasio.

	ΔH_f° (kJ·mol ⁻¹)	ΔG_f° (kJ·mol ⁻¹)	ΔS° (J·mol ⁻¹ ·K ⁻¹)
KClO ₃ (s)	-391,2	-289,9	143,0
KCl(s)	-435,9	-408,3	82,7

O _{2(g)}	0	0	205,0
-------------------	---	---	-------

Datos: Masas atómicas: K = 39,1; Cl = 35,5; O = 16,0

Sol.: -44,7 kJ·mol⁻¹; -118 kJ·mol⁻¹; 247,2 J·mol⁻¹·K⁻¹; 11,0 L

36. El ciclohexano se puede obtener por hidrogenación catalítica del benceno. Teniendo en cuenta la estequiometría de la reacción, calcule:

Compuesto	ΔH_f^0 (kJ·mol ⁻¹)	ΔG_f^0 (kJ·mol ⁻¹)
Benceno	+49	+124
Ciclohexano	-156	+27

a) Las variaciones de entalpía y energía libre de Gibbs de reacción para dicho proceso.

b) El calor desprendido si se emplean 10 litros de hidrógeno, medidos a 1 atm y 298 K, para hidrogenar benceno.

Datos: R = 0,082 atm·L·mol⁻¹·K⁻¹.

Sol.: -205 kJ·mol⁻¹; -97 kJ·mol⁻¹; -27,96 kJ

37. En el proceso de descomposición térmica del carbonato de calcio, se forma óxido de calcio y dióxido de carbono. Sabiendo que el horno en el que ocurre el proceso tiene un rendimiento del 65%, conteste a los siguientes apartados.

a) Formule la reacción y calcule su variación de entalpía.

b) Calcule el consumo de combustible (carbón mineral), en toneladas, que se requiere para obtener 500 kg de óxido cálcico.

Datos: ΔH_f^0 carbonato de calcio = -1206,9 kJ·mol⁻¹; ΔH_f^0 óxido de calcio = -393,1 kJ·mol⁻¹

ΔH_f^0 dióxido de carbono = -393,1 kJ·mol⁻¹; 1 kg de carbón mineral desprende 8330 kJ

Masas atómicas: Ca = 40; O = 16

Sol.: 178,7 kJ·mol⁻¹; 0,295 tm carbón

38. Para la siguiente reacción: $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH}_{(l)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{CH}_3\text{-COOH}_{(l)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$.

Calcule:

a) La variación de la entalpía de la reacción a 25 °C, en condiciones estándar.

b) La variación de la entropía a 25 °C, en condiciones estándar.

c) La variación de energía de Gibbs a 25 °C, en condiciones estándar.

d) La temperatura teórica para que la energía de Gibbs sea igual a cero.

Sol.: -545,2 kJ·mol⁻¹; -135 J·mol⁻¹·K⁻¹; -504,7 kJ

39. La reacción de descomposición de clorato potásico produce cloruro potásico y oxígeno.

a) Escriba la reacción, calcule la variación de entalpía estándar e indique si el proceso es exotérmico o endotérmico.

b) Calcule la energía intercambiada si se obtienen 25 L de oxígeno a 25 °C y 750 mm de Hg.

Datos: $\Delta H_f^0(\text{KClO}_3) = -391,2 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; $\Delta H_f^0(\text{KCl}) = -435,9 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; R = 0,082 atm·L·K⁻¹·mol⁻¹

Sol.: -44,7 kJ·mol⁻¹; -30,08 kJ

40. Considere la combustión de carbón, hidrógeno y metanol.

a) Ajuste las reacciones de combustión de cada sustancia. b) Indique cuales de los reactivos o productos tienen entalpía de formación nula. c) Escriba las expresiones para calcular las entalpías de combustión a partir de las entalpías de formación que considere necesarias. d) Indique como calcular la entalpía de formación del metanol a partir únicamente de las entalpías de combustión.

41. Sabiendo que la combustión de 1 g de TNT libera 4600 kJ. Y considerando los valores de entalpías de formación que se proporcionan, calcule: a) La entalpía estándar de combustión

del CH_4 . b) El volumen de CH_4 , medido a 25°C y 1 atm de presión, que es necesario quemar para producir la misma energía que 1 g de TNT.

Datos: $\Delta H_f^0(\text{CH}_4) = -75 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; $\Delta H_f^0(\text{CO}_2) = -394 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; $\Delta H_f^0(\text{H}_2\text{O}_{(g)}) = -242 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

Sol.: $-803 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; 140 L

42. Sabiendo que la temperatura de ebullición de un líquido es la temperatura a la que el líquido puro y el gas puro coexisten en el equilibrio a 1 atm de presión, es decir $\Delta G = 0$, y considerando el siguiente proceso: $\text{Br}_{2(l)} \rightleftharpoons \text{Br}_{2(g)}$

a) Calcule ΔH^0 a 25°C ; b) Calcule ΔS^0 ; c) Calcule ΔG^0 a 25°C e indique si el proceso es espontáneo a dicha temperatura; d) Determine la temperatura de ebullición del Br_2 , suponiendo que ΔH^0 y ΔS^0 no varían con la temperatura.

Dato: $\Delta H_f^0 \text{ Br}_{2(g)} = 30,91 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; $\Delta H_f^0 \text{ Br}_{2(l)} = 0$; $S^0 \text{ Br}_{2(g)} = 245,4 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$; $S^0 \text{ Br}_{2(l)} = 152,2 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$

Sol.: $30,91 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; $93,2 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$; $3136,4 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; $331,7 \text{ K}$

43. Sabiendo que las entalpías de combustión del etanol y del ácido etanoico (ácido acético) en condiciones estándar son, respectivamente, $-1372,9 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ y $-870,5 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ y que las entalpías normales de formación del agua líquida y del dióxido de carbono son respectivamente $-285,5 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ y $-393,04 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$, calcule:

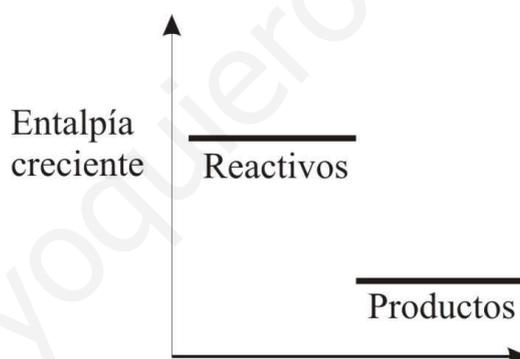
a) La entalpía de la reacción correspondiente al proceso:



b) La entalpía de formación del etanol.

Sol.: $-502,4 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; $-269,68 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

44. En una reacción química del tipo $3\text{A}_{(g)} \rightarrow \text{A}_3_{(g)}$ disminuye el desorden del sistema. El diagrama entálpico del proceso se representa en el siguiente esquema:



a) ¿Qué signo tiene la variación de entropía de la reacción?

b) Indique razonadamente si el proceso indicado puede ser espontáneo a temperaturas altas o bajas.

c) ¿Qué signo debería tener ΔH de la reacción para que ésta no fuera espontánea a ninguna temperatura?

45. Considere la reacción química siguiente: $2\text{Cl}_{(g)} \rightarrow \text{Cl}_2_{(g)}$. Conteste de forma razonada:

a) ¿Qué signo tiene la variación de entalpía de dicha reacción?

b) ¿Qué signo tiene la variación de entropía de esta reacción?

c) ¿La reacción será espontánea a temperaturas altas o bajas?

d) ¿Cuánto vale ΔH de la reacción, si la energía de enlace Cl-Cl es $243 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$?

Datos a 298 K	$\text{CH}_2=\text{CH}_2$	CH_3-CH_3
$\Delta H_f^0 / \text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$	52,3	-84,7

46. Para la reacción de hidrogenación del eteno ($\text{CH}_2=\text{CH}_2$), determine:

$\Delta G_f^0 / \text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$	68,1	-32,9
--	------	-------

- La entalpía de reacción a 298 K.
- El cambio de energía Gibbs de reacción a 298 K.
- El cambio de entropía de reacción a 298 K.
- El intervalo de temperaturas para el que dicha

Sol.: $-137,0 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; $-101,0 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; $-120,8 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$; $T < 1134,1$

47. Para la reacción $2\text{NO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{NO}_2(\text{g})$

- Calcule la entalpía de reacción a 25 °C.
- Calcule hasta qué temperatura la reacción será espontánea, sabiendo que para esta reacción $\Delta S^\circ = -146,4 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}$.
- Si reaccionan 2 L de NO, medidos a 293 K y 1,2 atm, con exceso de O_2 ¿Cuánto calor se desprenderá?

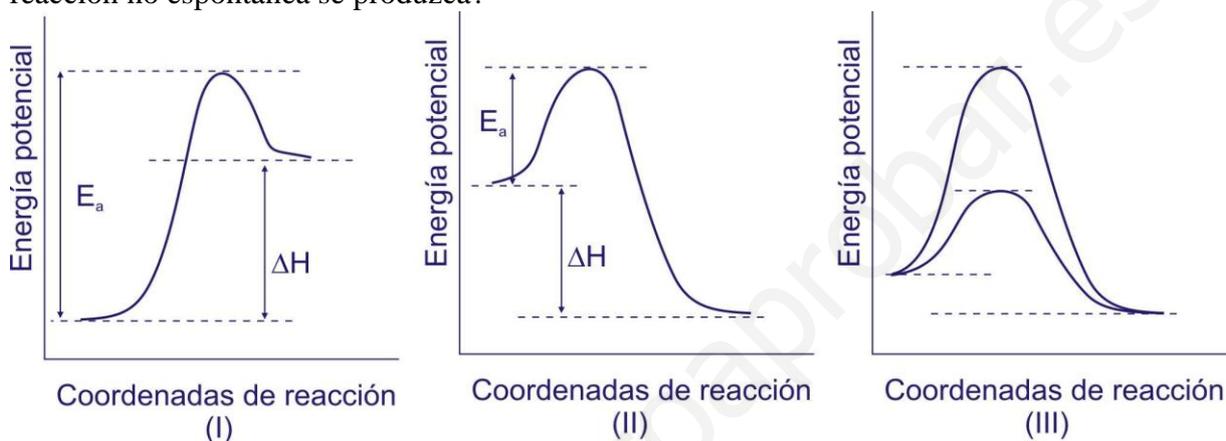
Datos. $\Delta H_f^\circ(\text{NO}(\text{g})) = 90,25 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; $\Delta H_f^\circ(\text{NO}_2(\text{g})) = 33,18 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Sol.: $-114,14 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; 779,6 K; -5,705 kJ

2. CINÉTICA Y EQUILIBRIOS QUÍMICO

2.1. CINÉTICA QUÍMICA

1. Razone: a) Si puede deducirse, a partir de las figuras correspondientes, si las reacciones representadas en (I) y (II) son de igual velocidad y si, previsiblemente, serán espontáneas.
 b) En la figura (III) se ha representado una reacción catalizada y la misma sin catalizar. Señálese en la figura, (que deberá copiar en su pliego de examen), cuáles son la E_a y el ΔH en el primer supuesto y cuáles en el segundo.
 c) ¿Por qué el empleo de un catalizador, no es un procedimiento válido para lograr que una reacción no espontánea se produzca?



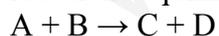
2. Teniendo en cuenta la gráfica adjunta que deberá copiar en su hoja de contestaciones:

- a) Indique si la reacción es exotérmica o endotérmica.
 b) Represente el valor de ΔH de reacción.
 c) Represente la curva de reacción al añadir un catalizador positivo.
 d) ¿Qué efectos produce el hecho de añadir un catalizador positivo?

3. Conteste las siguientes preguntas:

- a) ¿Cuál es el concepto de velocidad de reacción?
 b) ¿En qué unidades se expresa?
 c) ¿Qué factores influyen en la velocidad de reacción?
 d) ¿Por qué un catalizador aumenta la velocidad de reacción?

4. Los siguientes datos describen 4 reacciones químicas del tipo:



Se desea saber:

- a) ¿Cuál es la reacción más rápida?
 b) ¿Cuál o cuáles de estas reacciones son espontáneas?
 c) ¿Cuál es la reacción más endotérmica?
 d) ¿Qué valores de la tabla podrían modificarse por la presencia de un catalizador en cualquiera de las situaciones anteriores?
 Justifique las respuestas.

	Energía de activación ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$)	ΔG ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$)	ΔH ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$)
Reacción I	1	-2	0,2
Reacción II	0,5	5	-0,8
Reacción III	0,7	0,7	0,6
Reacción IV	1,5	-0,5	-0,3

5. Razone si la velocidad de reacción depende de:

- a) Si el proceso es exotérmico.
- b) Si el proceso es espontáneo.
- c) Si los enlaces que se rompen son más fuertes que los que se forman.
- d) La temperatura y la presión a las que se realiza el proceso.

6. Para la reacción en fase gaseosa ideal: $A + B \rightarrow C + D$

Cuya ecuación cinética o "ley de velocidad" es $v = k [A]$, indique como varía la velocidad de reacción:

- a) Al disminuir al volumen del sistema a la mitad.
- b) Al variar las concentraciones de los productos, sin modificar el volumen del sistema.
- c) Al utilizar un catalizador.
- d) Al aumentar la temperatura.

7. La ecuación de velocidad para el proceso de reducción de HCrO_4^- con HSO_3^- en medio ácido es:

$$v = k[\text{HCrO}_4^-] [\text{HSO}_3^-]^2 [\text{H}^+]$$

- a) Indique las unidades de la constante de velocidad (k),
- b) Indique el orden total de la reacción y los órdenes parciales correspondientes a las tres especies.
- c) Explique los factores que influyen en la constante de velocidad de la reacción.
- d) Indique de qué forma se puede aumentar la velocidad de reacción, sin variar la temperatura y la composición.

8. La reacción en fase gaseosa $A + B \rightarrow C + D$ es endotérmica y su ecuación cinética es:

$$v = k [A]^2. \text{ Justifique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:}$$

- a) El reactivo A se consume más deprisa que el B.
- b) Un aumento de presión total produce un aumento de la velocidad de la reacción.
- c) Una vez iniciada la reacción, la velocidad de reacción es constante si la temperatura no varía.
- d) Por ser endotérmica, un aumento de temperatura disminuye la velocidad de reacción.

9. La reacción $A + B \rightarrow C$ es un proceso elemental, responda razonadamente a las siguientes cuestiones:

- a) ¿Cuáles son las unidades de la velocidad de reacción?
- b) Escriba la expresión de velocidad en función de las concentraciones.
- c) Indique la molecularidad y los órdenes parciales de reacción.
- d) ¿Se modifica la velocidad de reacción si las concentraciones iniciales de A y B se mantienen constantes pero cambia la temperatura del experimento?

10. Para la reacción en fase gaseosa $\text{CO} + \text{NO}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{NO}$ la ecuación de velocidad es $v = k [\text{NO}_2]^2$. Justifique si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

- a) La velocidad de desaparición del CO es igual que la velocidad de desaparición del NO_2 .
- b) La constante de velocidad no depende de la temperatura porque la reacción se produce en fase gaseosa.
- c) El orden total de la reacción es dos.
- d) Las unidades de la constante de velocidad serán $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$.

11. Se determinó experimentalmente que la reacción $2A + B \rightarrow P$ sigue la ecuación de velocidad $v = k[B]^2$. Contesté razonadamente si las siguientes proposiciones son verdaderas o falsas. a) La velocidad de desaparición de B es la mitad de la velocidad de formación de P. b)

La concentración de P aumenta a medida que disminuyen las concentraciones de los reactivos A y B. c) El valor de la constante de velocidad es función solamente de la concentración inicial de B. d) El orden total de reacción es tres.

12. La reacción en fase gaseosa $2A + B \rightarrow 3C$ es una reacción elemental y por tanto de orden 2 respecto de A y de orden 1 respecto de B.

a) Formule la expresión para la ecuación de velocidad. b) Indique las unidades de la velocidad de reacción y de la constante cinética. c) Justifique como afecta a la velocidad de reacción un aumento de la temperatura a volumen constante. d) Justifique como afecta a la velocidad de reacción un aumento del volumen a temperatura constante.

13. La velocidad de la reacción $A + 2B \rightarrow C$ en fase gaseosa solo depende de la temperatura y de la concentración de A, de tal manera que si se duplica la concentración de A la velocidad de reacción también se duplica.

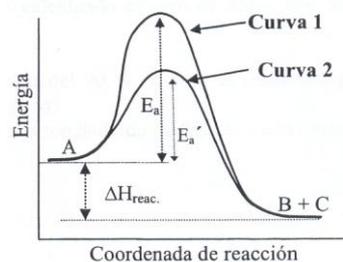
a) Justifique para qué reactivo cambia más deprisa la concentración.
b) Indique los órdenes parciales respecto de A y B y escriba la ecuación cinética.
c) Indique las unidades de la velocidad de reacción y de la constante cinética.
d) Justifique cómo afecta a la velocidad de reacción una disminución de volumen a temperatura constante.

14. La reacción $2X + Y \rightarrow X_2Y$ tiene ordenes de reacción 2 y 1 respecto a los reactivos X e Y, respectivamente.

a) ¿Cuál es el orden total de la reacción? Escriba la ecuación velocidad del proceso.
b) ¿Qué relación existe entre la velocidad de desaparición de X y la de aparición de X_2Y ?
c) ¿En qué unidades se puede expresar la velocidad de esta reacción? ¿Y la constante de velocidad?
d) ¿De qué factor depende el valor de la constante de velocidad de esta reacción? Razone la respuesta.

15. Considerando el diagrama de energía que se muestra, para la reacción conteste razonadamente a las siguientes preguntas:

a) ¿Cuál puede ser la causa de la diferencia entre la curva 1 y la 2?
b) ¿Para cuál de las dos curvas la reacción transcurre a mayor velocidad?
c) ¿Qué les sucederá a las constantes de velocidad de reacción si se aumenta la temperatura?
d) ¿La reacción es exotérmica o endotérmica?



16. En las siguientes comparaciones entre magnitudes termodinámicas y cinéticas indique qué parte de la afirmación es falsa y qué parte es cierta:

a) En una reacción exotérmica tanto la entalpía de reacción como la energía de activación son negativas.
b) Las constantes de velocidad y de equilibrio son adimensionales.
c) Un aumento de temperatura siempre aumenta los valores de las constantes de velocidad y de equilibrio.
d) La presencia de catalizadores aumenta tanto la velocidad de reacción como la constante de equilibrio.

17. Mediante un diagrama de energía-coordenada de la reacción, justifique en cada caso si la velocidad de reacción depende de la diferencia de energía entre:

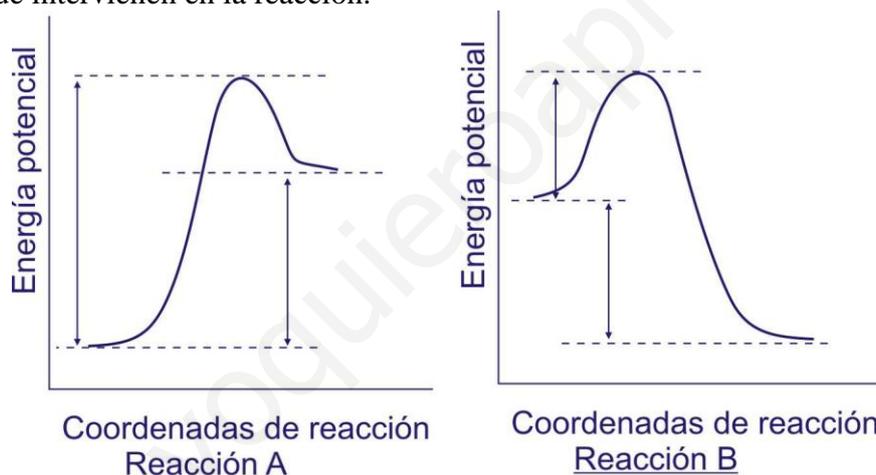
- reactivos y productos, en cualquier estado de agregación
- reactivos y productos, en su estado estándar
- reactivos y estado de transición
- productos y estado de transición.

2.2. EQUILIBRIO QUÍMICO

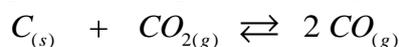
17. En la figura están representadas las variaciones de Energía Potencial durante el transcurso de dos reacciones químicas: Reacción A y Reacción B.

De las siguientes proposiciones indique cuales son correctas y cuales no lo son y porqué.

- La reacción A es endotérmica y la reacción B es exotérmica.
- La variación de entalpía en ambas reacciones es la misma.
- La E de activación de la reacción A es mayor que la E de activación de la reacción B.
- Un aumento de entalpía en la reacción A aumenta la cantidad de producto formada.
- Un aumento de temperatura en la reacción B incrementa la energía cinética de las moléculas que intervienen en la reacción.



18. A 1000 K cuando se establece el equilibrio entre $\text{CO}_{2(g)}$, $\text{CO}_{(g)}$ y $\text{C}_{(s)}$ se determina que la presión total es 4,70 atmósferas. Calcúlese las presiones del CO_2 y del CO en el equilibrio si a esta temperatura el valor de $K_p = 1,72$ y la presión de vapor del $\text{C}_{(s)}$ es despreciable.



Sol.: 258 atm; 2,12 atm

19. En un matraz de 1 litro se introducen 0,1 moles de PCl_5 y se calienta hasta 300 °C, disociándose según: $\text{PCl}_{5(g)} \rightleftharpoons \text{PCl}_{3(g)} + \text{Cl}_{2(g)}$ a 300 °C. Sabiendo que el grado de disociación es 0,9, Calcular:

- El número de moles de cada componente en el equilibrio.
- La presión en el interior del matraz.
- K_c y K_p .

Sol.: 10^{-2} y $9 \cdot 10^{-2}$; 8,93 atm; 0,81 y 38,06

20. La constante de equilibrio para la reacción: $\text{N}_2\text{O}_{4(g)} \rightleftharpoons 2 \text{NO}_{2(g)}$ vale $K_c = 5,8 \cdot 10^{-3}$ a 25 °C. Calcule el grado de disociación, a esa temperatura, cuando la concentración inicial es:

- $0,01 \text{ mol}^{-1}$.

b) $0,02 \text{ mol}^{-1}$.

c) ¿Se cumple la ley de Le Chatelier? Justifíquelo.

Sol.: 0,456; 0,0469; Si

21. La constante de equilibrio para la disociación del pentacloruro de fósforo en tricloruro de fósforo y cloro a $2000 \text{ }^\circ\text{C}$ vale $K_c = 0,00793$. Calcule el grado de disociación (α) del PCl_5 a dicha temperatura si:

a) Se colocan inicialmente $3,125 \text{ g}$ de PCl_5 en un matraz de 1 litro .

b) El matraz se encontraba previamente lleno de Cl_2 a la presión de 1 atm .

c) Justifique si se cumple en el equilibrio anterior el principio de Le Chatelier.

Sol.: 0,51; 0,39; Si

22. En una reacción química $A + B \rightleftharpoons C + D$ en la que se ha alcanzado el equilibrio justifíquese cuál o cuáles, de los supuestos siguientes, son verdaderos o falsos:

a) La concentración de los productos C y D, no varía con el tiempo.

b) El valor de ΔG de la reacción alcanza el máximo valor negativo.

c) Las velocidades de las reacciones directa e inversa son iguales.

d) La diferencia entre la energía libre de los productos y los reactivos es cero.

23. En un recipiente de 2 litros se introducen 3 moles de SO_2 y 6 moles de O_2 y se calienta a 1000 K con lo que se alcanza el equilibrio: $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3$. Sabiendo que en el equilibrio existe $0,25 \text{ moles}$ de trióxido. Calcular la composición en el equilibrio, K_c y K_p a esa temperatura.

Sol.: 1,375 M 2,938 M y 0,135 M; $2,8 \cdot 10^{-3}$ y $3,41 \cdot 10^{-5}$

24. Conocido el valor de K_c para el equilibrio: $3\text{H}_2(\text{g}) + \text{N}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{g})$, $K_c = 783$

Calcula a la misma temperatura, el valor de la constante de equilibrio de las siguientes reacciones:

a) $1/2 \text{N}_2(\text{g}) + 3/2 \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{NH}_3(\text{g})$, K_c (a)

b) $\text{NH}_3(\text{g}) \rightleftharpoons \text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g})$, K_c (b)

Sol.: 27,98 y $1,28 \cdot 10^{-3}$

25. El fosgeno, COCl_2 , usado en la preparación del poliuretano, se obtiene a partir del $\text{CO}(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{COCl}_2(\text{g})$. Una mezcla en equilibrio a $395 \text{ }^\circ\text{C}$ contiene $0,01 \text{ moles}$ de CO y $0,02 \text{ moles}$ de Cl_2 por litro, así como cierta cantidad de COCl_2 .

a) Si la K_c de formación del fosgeno a $395 \text{ }^\circ\text{C}$ vale $1,23 \cdot 10^3$, ¿cuál es la concentración de COCl_2 ?

b) Calcule el valor de K_p de la reacción anterior a esa temperatura.

c) ¿Cuánto valdrá la constante K_c de disociación del fosgeno a esa temperatura?

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

Sol.: 0,246 M; 22,45; $8,13 \cdot 10^{-4}$

26. Dado el equilibrio:



Razone cual de las cuatro situaciones propuestas en la tabla adjunta daría lugar a un mayor rendimiento en la preparación de cloro.

	Presión	Temperatura
1 ^a	↓	↑
2 ^a	↑	↓
3 ^a	↑	↑
4 ^a	↓	↓

27. La constante de equilibrio K_p de la reacción: $\text{N}_2\text{O}_4 \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2$ vale $0,671$ a $45 \text{ }^\circ\text{C}$. Calcule la presión total en el equilibrio en un recipiente que se ha llenado con N_2O_4 a 10 atm y a dicha temperatura. Datos: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{l} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

Sol.: 11,22 atm

28. A 200 °C y presión de 1 atm, el PCl_5 se disocia en PCl_3 y Cl_2 en un 48,5 %. Calcule:

a) K_c y K_p

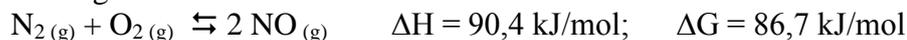
b) El grado de disociación a la misma temperatura pero a 10 atmósferas de presión.

c) Explique en función del principio de Le Chatelier si el resultado obtenido en b) le parece correcto.

Datos: Masas atómicas del P = 30,97; Cl = 35,5; $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$

Sol.: $7,93\cdot 10^{-3}$ y $0,3076$; $0,176$

29. Dada la siguiente reacción:



Justifique cuáles de las siguientes afirmaciones son ciertas:

a) La reacción es espontánea de izquierda a derecha.

b) La reacción es exotérmica de derecha a izquierda y un aumento de temperatura desplaza al equilibrio a la derecha.

c) El equilibrio se desplaza hacia la izquierda aumentando la presión.

d) $K_p = \frac{P_{\text{NO}}^2}{P_{\text{N}_2} P_{\text{O}_2}}$.

30. Una mezcla gaseosa constituida inicialmente por 3,5 moles de hidrógeno y 2,5 moles de yodo, se calienta a 400 °C con lo que al alcanzar el equilibrio se obtienen 4,5 moles de HI, siendo el volumen del recipiente de reacción de 10 litros. Calcule:

a) El valor de las constantes de equilibrio K_c y K_p .

b) La concentración de los compuestos si el volumen se reduce a la mitad manteniendo constante la temperatura de 400 °C.

Sol.: $64,8$ y $64,8$; $0,25 \text{ M}$ $0,05 \text{ M}$ y $0,9 \text{ M}$

31. El dióxido de nitrógeno, de color pardo rojizo, reacciona consigo mismo (se dimeriza) para dar tetraóxido de dinitrógeno, gas incoloro. Una mezcla en equilibrio a 0 °C es casi incolora y a 100 °C tiene un color pardo rojizo.

a) Escriba el equilibrio químico correspondiente a la reacción de dimerización.

b) ¿Es exotérmica o endotérmica la reacción de dimerización?

c) ¿Qué ocurrirá si a 100 °C se aumenta la presión del sistema?

d) Escriba la expresión de la constante de equilibrio K_p , en función del grado de disociación y de la presión total.

32. A partir de la reacción: $4\text{NH}_3(\text{g}) + 5 \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 4 \text{NO}(\text{g}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{g})$

a) Escriba las expresiones de las constantes K_c y K_p de la reacción.

b) Establezca la relación entre los valores de K_c y K_p en esta reacción

c) Razone cómo influiría en el equilibrio un aumento de presión.

d) Si se aumentase la concentración de O_2 explique en qué sentido se desplazaría el equilibrio ¿Se modificaría la constante de equilibrio?

33. La reacción $\text{CO}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{H}_2(\text{g}) + \text{CO}_2(\text{g})$, tiene una K_c de 8,25 a 900 °C.

En un recipiente de 25 litros, se mezclan 10 moles de CO y 5 moles de H_2O a 900 °C. Calcule en el equilibrio:

a) Las concentraciones de todos los compuestos.

b) La presión total de la mezcla.

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

Sol.: $0,218 \text{ M}$; $0,018 \text{ M}$ y $0,182 \text{ M}$; $57,71 \text{ atm}$

34. A 400 °C y 10 atmósferas, el amoníaco contenido en un recipiente se encuentra disociado en sus elementos en un 80 %. Calcule:

a) El valor de la presión en el recipiente si la disociación fuese del 50 %, sin variar el volumen ni la temperatura.

b) La temperatura que debería alcanzar el recipiente para que la disociación volviera a ser del 80 %, sin variar el volumen ni la presión aplicada en a).

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

Sol.: 8,34 atm; 561 K

35. El N_2O_4 gas se descompone parcialmente a 45°C para dar NO_2 gas. En un recipiente vacío, de un litro de capacidad, a 45°C se introducen 0,1 moles de N_2O_4 alcanzándose en el equilibrio una presión de 3,18 atmósferas. Calcule:

a) Las constantes de equilibrio en función de las presiones y de las concentraciones.

b) El grado de disociación del N_2O_4 .

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

Sol.: 0,644 y 0,247; 0,22

36. Dado el equilibrio: $\text{A}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{A}(\text{g}) \quad \Delta H = 86 \text{ kJ}$.

Conteste razonadamente las cuestiones siguientes:

a) ¿Es estable la molécula de A_2 ?

b) ¿Cómo hay que variar la temperatura para favorecer un desplazamiento del equilibrio hacia la derecha?

c) ¿Cómo influiría un aumento de presión en el valor de K_p ?

d) ¿Cómo afectaría un aumento de presión en la disociación de A_2 ?

37. Se introducen 0,1 moles de SbCl_5 en un recipiente de 1 litro, se calientan a 182°C y se produce su disociación: $\text{SbCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{SbCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$, quedando cuando se alcanza el equilibrio 0,087 moles de SbCl_5 . Calcule:

a) La constante de equilibrio K_c .

b) Las concentraciones de los componentes en el equilibrio, si, se aumenta el volumen de 1 a 3 litros, manteniendo la temperatura constante.

c) La presión total de la mezcla en las condiciones finales del apartado b).

Dato: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{l}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$

Sol.: $1,44\cdot 10^{-3}$; 0,026 M; $7\cdot 10^{-3}$ M; 1,5 atm

38. A 250°C , la constante de equilibrio para la disociación del pentacloruro de fósforo en tricloruro de fósforo y cloro, todo en estado gaseoso, vale $K = 0,041$. Si en un matraz de dos litros se introduce 1 mol de pentacloruro y se calienta a 250°C , calcule:

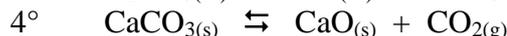
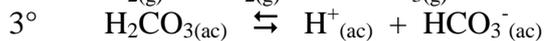
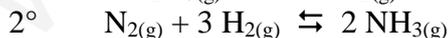
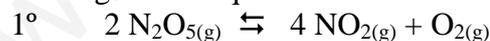
a) La cantidad de pentacloruro que permanece sin disociar, una vez establecido el equilibrio.

b) La presión total en el interior del matraz en las condiciones de equilibrio.

Datos: $R = 0,082 \text{ atm l mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$.

Sol.: 0,752 moles; 26,76 atm

39. Para los siguientes equilibrios:



a) Escriba las expresiones de K_c y K_p .

b) Razone qué sucederá en los equilibrios 1° y 2° si se aumenta la presión a temperatura constante.

40. Considere el equilibrio $2 \text{NOBr}(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}(\text{g}) + \text{Br}_2(\text{g})$. Razone como variará el número de moles de Br_2 en el recipiente si:

a) se añade NOBr

b) se aumenta el volumen del recipiente

- c) se añade NO
d) se pone un catalizador.

41. Considere la reacción $\text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$. Al mezclar inicialmente 49,3 moles de CO_2 y 50,7 moles de H_2 , a la temperatura de 1000 K, se encuentra una composición en el equilibrio de 21,4 moles de CO_2 , 22,8 moles de H_2 , 27,9 moles de CO y 27,9 moles de H_2O .

- a) Determine el valor de K_c .
b) Calcule la composición de la mezcla en el equilibrio cuando se parte inicialmente de 60 moles de CO_2 y 40 moles de H_2 en las mismas condiciones.

Sol.: 1,59; 33,33 moles; 13,33 moles; 26,67 moles

42. En un recipiente cerrado tiene lugar la reacción $\frac{1}{2} \text{H}_2(\text{g}) + \frac{1}{2} \text{F}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{HF}(\text{g})$, con un ΔH° de $-270,9 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$, justifique qué le ocurrirá al equilibrio si se efectúan las modificaciones siguientes:

- a) se añade un mol de F_2 permaneciendo constantes la temperatura y el volumen del recipiente
b) se disminuye el volumen del recipiente
c) se introduce un mol de helio sin variar la temperatura ni el volumen del recipiente
d) se eleva la temperatura, manteniendo la presión constante.

43. Considere la reacción $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightarrow 2 \text{NO}_2(\text{g})$. Calcule:

- a) K_p , a 25°C y 1 atm, si el compuesto N_2O_4 está disociado en un 50%
b) ΔH de la reacción, sabiendo que las entalpías de formación de NO_2 y N_2O_4 son $-50,16$ y $-96,14 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$, respectivamente.

Sol.: 1,33; -4,18 $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

44. Para la reacción: $\text{Sb}_2\text{O}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{Sb}_2\text{O}_3(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$, se cumple que $\Delta H > 0$. Explique qué le sucede al equilibrio si:

- a) Disminuye la presión a temperatura constante.
b) Se añade Sb_2O_3 a volumen y temperatura constantes.
Explique qué le sucede a la constante de equilibrio si:
c) Se añade un catalizador a presión y temperatura constantes.
d) Aumenta la temperatura.

45. La constante de equilibrio, K_c , para la reacción: $\text{N}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}(\text{g})$ vale $8,8 \cdot 10^{-4}$, a 2200 K.

- a) Si 2 moles de N_2 y 1 mol de O_2 se introducen en un recipiente de 2 litros y se calienta a 2200 K, calcule los moles de cada especie química en el equilibrio.
b) Calcule las nuevas concentraciones que se alcanzan en el equilibrio si se añaden al recipiente anterior 1 mol de O_2 .

Sol.: 1,98 moles; 0,98 moles y 0,04 moles; 1,97 moles y 0,06 moles

46. Se establece el siguiente equilibrio en un recipiente cerrado:



Razone cómo afectaría a la concentración de O_2 :

- a) la adición de Cl_2
b) el aumento del volumen del recipiente
c) el aumento de la temperatura
d) la utilización de un catalizador.

47. Para la reacción $\text{NO}_2(\text{g}) + \text{SO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{NO}(\text{g}) + \text{SO}_3(\text{g})$ a 350 K, las concentraciones en el equilibrio son $[\text{NO}_2]=0,2 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, $[\text{SO}_2]=0,6 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, $[\text{NO}]=4,0 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ y $[\text{SO}_3]=1,2 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

- a) Calcule el valor de las constantes de equilibrio K_c y K_p .

b) Calcule las nuevas concentraciones en el equilibrio si a la mezcla anterior, contenida en un recipiente de 1 litro, se le añade 1 mol de SO_2 manteniendo la temperatura a 350 K.

Sol.: 40; 0,09 M; 1,49 M; 4,11 M y 1,31 M

48. Justifique si las siguientes afirmaciones son ciertas o falsas:

- Un valor negativo de una constante de equilibrio significa que la reacción inversa es espontánea.
- Para una reacción exotérmica, se produce un desplazamiento hacia la formación de productos al aumentar la temperatura.
- Para una reacción a temperatura constante con igual número de moles gaseosos de reactivos y productos, no se produce desplazamiento del equilibrio si se modifica la presión.
- Para una reacción a temperatura constante donde únicamente son gases los productos, el valor de la constante de equilibrio disminuye cuando disminuimos el volumen del recipiente.

49. El equilibrio $\text{PCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$ se alcanza calentando 3 g de pentacloruro de fósforo hasta 300 °C en un recipiente de medio litro, siendo la presión final de 2 atm. Calcule:

- El grado de disociación del pentacloruro de fósforo.
- El valor de K_p a dicha temperatura.

Datos: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$; Masas atómicas: Cl = 35,5; P = 31,0.

Sol.: 0,48; 0,6

50. Razone si son correctas o incorrectas las siguientes afirmaciones:

- En una reacción química no puede ser nunca $\Delta G = 0$.
- ΔG es independiente de la temperatura.
- La reacción no es espontánea si $\Delta G > 0$.
- La reacción es muy rápida si $\Delta G < 0$.

51. En un recipiente cerrado de volumen constante igual a 22 L y a la temperatura de 305 K se introduce 1 mol de $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$. Este gas se descompone parcialmente según la reacción $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2(\text{g})$, cuya constante de equilibrio K_p vale 0,249 a dicha temperatura.

- Calcule el valor de la constante de equilibrio, K_c .
- Determine las fracciones molares de los componentes de la mezcla en el equilibrio.
- ¿Cuál es la presión total cuando se ha alcanzado el equilibrio?

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

Sol.: $9,96\cdot 10^{-3}$; 0,656 M; 0,344 M; 1,373 atm

52. El yoduro de hidrógeno se descompone a 400 °C de acuerdo con la ecuación:



Una muestra de 0,6 moles de HI se introduce en un matraz de 1 L y parte del HI se descompone hasta que el sistema alcanza el equilibrio.

- ¿Cuál es la concentración de cada especie en el equilibrio?
- Calcule K_p .
- Calcule la presión total en el equilibrio.

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

Sol.: 0,48 M; 0,06 M; 0,0156; 33,11 atm

53. La reacción de obtención de polietileno a partir de eteno, $n \text{CH}_2=\text{CH}_2(\text{g}) \rightleftharpoons [-\text{CH}_2-\text{CH}_2-]_n$ (s), es exotérmica:

- Escriba la expresión de la constante de equilibrio, K_p .
- ¿Qué tipo de reacción de polimerización se produce?
- ¿Cómo afecta un aumento de la temperatura a la obtención de polietileno?
- ¿Cómo afecta un aumento de la presión total del sistema a la obtención de polietileno?

54. En un reactor de 1 litro, a temperatura constante, se establece el equilibrio $\text{NO}_2 + \text{SO}_2 \rightleftharpoons \text{NO} + \text{SO}_3$, siendo las concentraciones molares en el equilibrio: $[\text{NO}_2]=0,2$, $[\text{SO}_2]=0,6$, $[\text{NO}]=4,0$ y $[\text{SO}_3]=1,2$.

- Calcular el valor de la K_c a esa temperatura
- Si se añaden 0,4 moles de NO_2 ¿Cuál será la nueva concentración de reactivos y productos cuando se establezca de nuevo el equilibrio?

Sol.: 40; 0,386 M; 0,386 M; 4,214 M y 1,414 M

55. Para la reacción de síntesis del amoníaco, $\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3(\text{g})$, se conocen los valores, a temperatura ambiente, de las siguientes magnitudes: ΔH_r^0 (valor negativo), ΔG_r^0 (valor negativo), K_p (valor muy alto) y E_a (valor muy alto). Conteste a las siguientes preguntas, indicando cuál o cuáles de dichas magnitudes están directamente relacionadas con los conceptos que se enumeran a continuación:

- Intercambio de calor ¿cuál es el sentido del intercambio de calor para esta reacción?
- Espontaneidad. ¿En que sentido es espontánea la reacción?
- Velocidad de reacción. ¿Es rápida o lenta la reacción?
- Efecto de la presión. ¿Qué efecto tiene para esta reacción un aumento de presión?

56. En un recipiente cerrado, a la temperatura de 490 K, se introduce 1 mol de $\text{PCl}_5(\text{g})$ que se descompone parcialmente según la reacción $\text{PCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$. Cuando se alcanza el equilibrio, la presión es de 1 atm y la mezcla es equimolecular (igual número de moles de PCl_5 , PCl_3 y Cl_2).

- Determine el valor de la constante de equilibrio, K_p , a dicha temperatura.
- Si la mezcla se comprime hasta 10 atm, calcule la nueva composición de equilibrio.

Sol.: 1/3; 0,82 moles; 0,18 moles

57. El dióxido de nitrógeno es un gas que se presenta en la forma monómera a 100 °C. Cuando se disminuye la temperatura del reactor hasta 0 °C se dimeriza para dar tetróxido de dinitrógeno gaseoso.

- Formule el equilibrio químico correspondiente a la reacción de dimerización.
- ¿Es exotérmica o endotérmica la reacción de dimerización?
- Explique el efecto que produce sobre el equilibrio una disminución del volumen del reactor a temperatura constante.
- Explique cómo se verá afectado el equilibrio si disminuye la presión total, a temperatura constante.

58. Se introducen 2 moles de COBr_2 en un recipiente de 2 L y se calienta hasta 73 °C. El valor de la constante K_c , a esa temperatura, para el equilibrio $\text{COBr}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}(\text{g}) + \text{Br}_2(\text{g})$ es 0,09. Calcule en dichas condiciones:

- El número de moles de las tres sustancias en el equilibrio.
- La presión total del sistema.
- El valor de la constante K_p .

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

Sol.: 1,483 moles; 0,517 moles; 35,71 atm; 2,55

59. Para la reacción $\text{N}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{NO}(\text{g})$ el valor de la constante de equilibrio, K_c , es $8,8\cdot 10^{-4}$ a 1930 °C. Si se introducen 2 moles de N_2 y 1 mol de O_2 en un recipiente vacío de 2 L y se calienta hasta 1930 °C, calcule:

- La concentración de cada una de las especies en equilibrio.
- La presión parcial de cada especie y el valor de la constante de equilibrio K_p

Sol.: 0,99 M; 0,49 M; 0,021 M; 178,83 atm; 88,5 atm; 3,8 atm; $8,8\cdot 10^{-4}$

60. Al calentar, el dióxido de nitrógeno se disocia en fase gaseosa en monóxido de nitrógeno y oxígeno:

a) Formule la reacción química que tiene lugar. b) Escriba K_p para esta reacción. c) Explique el efecto que produce un aumento de presión total sobre el equilibrio. d) Explique cómo se verá afectada la constante de equilibrio al aumentar la temperatura.

61. Se introduce en un recipiente de 3 L, en el que previamente se ha hecho el vacío 0,04 moles de SO_3 a 900 K. Una vez alcanzado el equilibrio, se encuentra que hay presentes 0,028 moles de SO_3 .

a) Calcule el valor de K_c para la reacción: $2\text{SO}_{3(g)} \rightleftharpoons 2\text{SO}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)}$ a dicha temperatura.

b) Calcule el valor de K_p para dicha disociación.

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

Sol.: $3,67\cdot 10^{-4}$; $0,027$

62. En un recipiente de 0,4 L se introduce 1 mol de N_2 y 3 mol de H_2 a la temperatura de 780 K. Cuando se establece el equilibrio para la reacción $\text{N}_2 + 3 \text{H}_2 \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3$, se tiene una mezcla con un 28 % en mol de NH_3 . Determine: a) El número de moles de cada componente en el equilibrio. b) La presión final del sistema. c) El valor de la constante de equilibrio, K_p . Datos: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$

Sol.: 0,56 moles; 1,69 moles; 0,88 moles; 499,7 atm; $1,11\cdot 10^{-5}$

63. El amoníaco reacciona a 298 K con oxígeno molecular y se oxida a monóxido de nitrógeno y agua, siendo su entalpía de reacción negativa. a) Formule la ecuación química correspondiente con coeficientes estequiométricos enteros. b) Escriba la expresión de la constante de equilibrio K_c . c) Razone cómo se modificará el equilibrio al aumentar la presión total a 298 K si son todos los compuestos gaseosos a excepción del H_2O que se encuentra en estado líquido. d) Explique razonadamente cómo se podría aumentar el valor de la constante de equilibrio.

64. El cloruro de plata (I) es una sal muy insoluble en agua. a) Formule el equilibrio heterogéneo de disociación. b) Escriba la expresión de la constante del equilibrio de solubilidad (K_s) y su relación con la solubilidad molar (s). c) Dado que la solubilidad aumenta con la temperatura, justifique si el proceso de disolución es endotérmico o exotérmico. d) Razone si el cloruro de plata (I) se disuelve más o menos cuando en el agua hay cloruro de sodio en disolución.

65. A 400 °C y 1 atmósfera de presión el amoníaco se encuentra disociado en un 40%, en nitrógeno e hidrógeno gaseosos, según la reacción: $\text{NH}_{3(g)} \rightleftharpoons 3/2 \text{H}_{2(g)} + 1/2 \text{N}_{2(g)}$. Calcule:

a) La presión parcial de cada uno de los gases en el equilibrio. b) El volumen de la mezcla si se parte de 170 g de amoníaco. c) El valor de la constante K_p . d) El valor de la constante K_c .

Datos: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$; masas atómicas: $\text{N} = 14$, $\text{H} = 1$

Sol.: 0,43 atm; 0,43 atm; 0,14 atm; 772,6 L; 0,247; $4,48\cdot 10^{-3}$

66. A temperatura elevada, un mol de etano se mezcla con un mol de vapor de ácido nítrico, que reaccionan para formar nitroetano ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NO}_2$) gas y vapor de agua. A esa temperatura, la constante de equilibrio de dicha reacción es $K_c = 0,050$.

a) Formule la reacción que tiene lugar.

b) Calcule la masa de nitroetano que se forma.

c) Calcule la entalpía molar estándar de la reacción.

	Etano (g)	Ác. nítrico (g)	Nitroetano (g)	Agua (g)
ΔH_f^0 (kJ·mol ⁻¹)	-124,6	-164,5	-236,2	-285,8

d) Determine el calor que se desprende o absorbe hasta alcanzar el equilibrio.

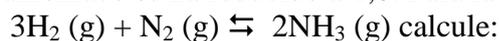
Datos. Masas atómicas: $\text{H} = 1$, $\text{C} = 12$, $\text{N} = 14$, $\text{O} = 16$.

Sol.: 13,7 g; -232,9 kJ·mol⁻¹; -41,9 kJ

67. La reacción $2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons 2\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$ no es espontánea a 25 °C. Justifique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas.

- La variación de entropía es positiva porque aumenta el número de moles gaseosos.
- Se cumple que $K_p/K_c = R T$.
- Si se duplica la presión de H_2 , a temperatura constante, el valor de K_p aumenta.
- La reacción es endotérmica a 25 °C.

68. En un recipiente de 25 L se introducen dos moles de hidrógeno, un mol de nitrógeno y 3,2 moles de amoníaco. Cuando se alcanza el equilibrio a 400 °C, el número de moles de amoníaco se ha reducido a 1,8. Para la reacción:



- El número de moles de H_2 y de N_2 en el equilibrio.
- Los valores de las constantes de equilibrio K_c y K_p a 400 °C.

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

Sol.: 4,1 y 1,7 moles; 17,28 y $5,68\cdot 10^{-3}$

69. Se hacen reaccionar 12,2 L de cloruro de hidrógeno, medidos a 25 °C y 1 atm, con un exceso de 1-buteno para dar lugar a un producto P.

- Indique la reacción que se produce, nombre y formule el producto P mayoritario.
- Determine la energía Gibbs estándar de reacción y justifique que la reacción es espontánea.
- Calcule el valor de la entalpía estándar de reacción.
- Determine la cantidad de calor que se desprende al reaccionar los 12,2 L de HCl.

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

	ΔH_f^0 (kJ·mol ⁻¹)	ΔG_f^0 (kJ·mol ⁻¹)
1-buteno	-0,54	70,4
HCl	-92,3	-95,2
Producto P	-165,7	-55,1

Sol.: -30,3 kJ·mol⁻¹; -72,86 kJ·mol⁻¹; -35,78 kJ

70. Un componente A se descompone según la reacción $2 A \rightleftharpoons B + C$ que es exotérmica, espontánea a temperatura ambiente y tiene una energía de activación alta.

- Indique, en un diagrama entálpico, entalpía de reacción y energía de activación.
- Justifique si la reacción de descomposición es rápida o lenta a temperatura ambiente.
- Justifique qué proceso es más rápido, el directo o el inverso.
- Justifique si un aumento de temperatura favorece la descomposición desde el punto de vista del equilibrio y de la cinética.

71. La urea, $\text{H}_2\text{N}(\text{CO})\text{NH}_2$, es una sustancia soluble en agua, que sintetizan multitud de organismos vivos, incluyendo los seres humanos, para eliminar el exceso de nitrógeno. A partir de los datos siguientes, calcule:

- Ajuste la reacción de formación de la urea, $\text{H}_2\text{N}(\text{CO})\text{NH}_2(\text{s})$, a partir de amoníaco, $\text{NH}_3(\text{g})$, y dióxido de carbono, $\text{CO}_2(\text{g})$, sabiendo que en la misma también se produce $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$. Obtenga la entalpía de reacción de la misma.
- Calcule la entalpía del proceso de disolución de la urea en agua.
- Razone si un aumento de temperatura favorece o no el proceso de disolución de la urea.

Datos: Entalpías de formación estándar (en kJ/mol): $\text{NH}_3(\text{g}) = -46,11$; $\text{H}_2\text{NCONH}_2(\text{s}) = -333,19$; $\text{H}_2\text{NCONH}_2(\text{aq}) = -319,2$; $\text{CO}_2(\text{g}) = -393,51$; $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) = -285,83$.

Sol.: -133,3 kJ·mol⁻¹; -13,99 kJ·mol⁻¹

72. Considerando la reacción $2 \text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{SO}_3(\text{g})$ razone si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas.

- Un aumento de la presión conduce a una mayor producción de SO_3 .
- Una vez alcanzado el equilibrio, dejan de reaccionar las moléculas de SO_2 y O_2 entre sí.
- El valor de K_p es superior al de K_c , a temperatura ambiente.

d) La expresión de la constante de equilibrio en función de las presiones parciales es: $K_p = \frac{p^2(\text{SO}_2) \cdot p^2(\text{O}_2)}{p^2(\text{SO}_3)}$
 Dato. $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$

73. El valor de la constante de equilibrio a 700 K para la reacción $2\text{HI}_{(g)} \rightleftharpoons \text{H}_{2(g)} + \text{I}_{2(g)}$ es 0,0183. Si se introducen 3,0 moles de HI en un recipiente de 5 L que estaba vacío y se deja alcanzar el equilibrio:

- ¿Cuántos moles de I_2 se forman?
- ¿Cuál es la presión total?
- ¿Cuál será la concentración de HI en el equilibrio si a la misma temperatura se aumenta el volumen al doble?

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

Sol.: 0,32 moles; 34,4 atm; 0,236 M

74. Dada la reacción endotérmica para la obtención de hidrógeno $\text{CH}_4_{(g)} \rightleftharpoons \text{C}_{(s)} + 2 \text{H}_2_{(g)}$

- Escriba la expresión de la constante de equilibrio K_p .
- Justifique cómo afecta un aumento de presión al valor de K_p .
- Justifique cómo afecta una disminución de volumen a la cantidad de H_2 obtenida.
- Justifique cómo afecta un aumento de temperatura a la cantidad de H_2 obtenida.

75. Un recipiente de 37,5 L, que se encuentra a 343 K y 6 atm, contiene una mezcla en equilibrio con el mismo número de moles de NO_2 y N_2O_4 , según la reacción $2 \text{NO}_2_{(g)} \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_{4(g)}$. Determine:

- El número de moles de cada componente en el equilibrio.
- El valor de la constante de equilibrio K_p .
- La fracción molar de cada uno de los componentes de la mezcla si la presión se reduce a la mitad.

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

Sol.: 4 moles; 0,33; 0,62 y 0,38

76. Justifique si son verdaderas o falsas cada una de las afirmaciones siguientes:

- La presencia de un catalizador afecta a la energía de activación de una reacción química, pero no a la constante de equilibrio.
- En una reacción con $\Delta H < 0$, la energía de activación del proceso directo (E_a) es siempre menor que la del proceso inverso (E_a').
- Una vez alcanzado el equilibrio en la reacción del apartado anterior, un aumento de temperatura desplaza el equilibrio hacia los reactivos.
- Alcanzado el equilibrio, las constantes cinéticas de los procesos directo e inverso son siempre iguales.

77. El pentacloruro de fósforo se descompone con la temperatura dando tricloruro de fósforo y cloro. Se introducen 20,85 g de pentacloruro de fósforo en un recipiente cerrado de 1 L y se calientan a 250 °C hasta alcanzar el equilibrio. A esa temperatura todas las especies están en estado gaseoso y la constante de equilibrio K_c vale 0,044.

- Formule y ajuste la reacción química que tiene lugar.
- Obtenga la concentración en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ de cada una de las especies de la mezcla gaseosa a esa temperatura.
- ¿Cuál será la presión en el interior del recipiente?
- Obtenga la presión parcial de Cl_2 .

Datos. $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$; Masas atómicas: P = 31,0; Cl = 35,5.

Sol.: 0,052 y 0,48 M; 6,35 atm; 2,06 atm

78. En el proceso Haber-Bosch se sintetiza amoníaco haciendo pasar corrientes de nitrógeno e hidrógeno en proporciones 1:3 (estequiométricas) sobre un catalizador. Cuando dicho proceso se realiza a 500 °C y 400 atm se consume el 43 % de los reactivos, siendo el valor de la constante de equilibrio $K_p = 1,55 \cdot 10^{-5}$. Determine, en las condiciones anteriores:

- El volumen de hidrógeno necesario para la obtención de 1 tonelada de amoníaco puro.
- La fracción molar de amoníaco obtenido.
- La presión total necesaria para que se consuma el 60 % de los reactivos.

Datos: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$; Masas atómicas: N = 14, H = 1.

Sol.: 28,31 m³; 0,274; 1564,2 atm

79. Para la reacción: $a \text{ A (g)} \rightleftharpoons \text{B (g)} + \text{C (g)}$, el coeficiente estequiométrico a podría tener los valores 1, 2 ó 3. Indique de manera razonada el valor de a , los signos de las magnitudes termodinámicas ΔH° , ΔS° y ΔG° , y el intervalo de temperatura en el que la reacción sería espontánea, para cada uno de los siguientes casos particulares:

- Caso A: La concentración de A en el equilibrio disminuye si aumenta la temperatura o la presión.
- Caso B: La concentración de A en el equilibrio aumenta si aumenta la temperatura o la presión.

3. EQUILIBRIOS ÁCIDO BASE

1. 20 mL de una disolución acuosa de hidróxido amónico, de 31 % de riqueza en peso y densidad = 0,89 g/ml, se diluyen en agua hasta obtener 5 litros de disolución. Calcule el pH de la misma sabiendo que la constante de disociación del amoniaco a la temperatura de trabajo es $1,8 \cdot 10^{-5}$.

Sol.: 10,87

2. a) Cuál sería el pH de una disolución resultante al disolver 4 g de hidróxido sódico en 250 mL de agua.

b) Si se diluye la disolución anterior hasta 2 litros, ¿cuál sería entonces el nuevo valor del pH?

c) Calcule el volumen en mL de una disolución de ácido sulfúrico 0,05 N necesario para neutralizar completamente 50 mL de la disolución inicial.

Sol.: 13,6; 12,7; 2 L

3. 3 g de cloruro sódico se tratan con ácido sulfúrico en exceso. El cloruro de hidrógeno formado se recogió sobre 50 mL de una disolución 1 N de hidróxido sódico cuya concentración disminuyó a 0,05 N.

a) Formular la reacción de obtención del cloruro de hidrógeno

b) Calcular el porcentaje de impurezas de la sal, supuesto que la reacción es completa.

c) Calcular el pH de la disolución resultante

Sol.: 92,63%; 12,7

4. La K_a del HCN es $2,1 \cdot 10^{-9}$. Si tenemos una disolución acuosa 0,01 M de KCN, calcular:

a) El pH de la misma.

b) El porcentaje de sal hidrolizada.

c) Los moles de HCN producidos por litro.

Sol.: 10,33; 2,1%; $2,21 \cdot 10^{-4}$ M

5. Razone: Se preparan las siguientes disoluciones como se indica y se enrasan todas al mismo volumen:

A "n" moles de ácido fluorhídrico en agua (pK_a del ácido = 3).

B "n" moles de ácido acético en agua (pK_a del ácido = 5).

C "n" moles de ácido bórico en agua (pK_a del ácido = 7).

D "n" moles de ácido cianhídrico en agua (pK_a del ácido = 9).

a) Ordenar las disoluciones de mayor a menor pH

b) Ordenar las disoluciones de mayor a menor concentración en moléculas de ácido.

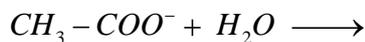
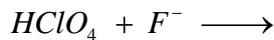
c) Si se añaden a cada disolución "n" moles de NaOH; ordenar las disoluciones resultantes de mayor a menor pH.

6. Dada la tabla adjunta complete:

A - Ácido	B - Base conjugada	K_a	A - Ácido	B - Base conjugada	K_a
$HClO_4$	-	-	-	HCO_3^-	$4,3 \cdot 10^{-7}$
H_3O^+	-	5,5	HSO_3^-		$1,0 \cdot 10^{-7}$
HSO_4^-	-	$1,5 \cdot 10^{-2}$	-	NH_3	$5,6 \cdot 10^{-10}$
-	F^-	$3,5 \cdot 10^{-4}$	-	CO_3^{2-}	$5,6 \cdot 10^{-11}$
$CH_3 - COOH$	-	$1,8 \cdot 10^{-5}$	H_2O		$1,8 \cdot 10^{-16}$

a) Los pares conjugados tanto de ácidos como de bases, copiando en el pliego de examen las columnas A y B.

b) Las siguientes reacciones que tienen lugar en medio acuoso, justificando si están o no desplazadas a la derecha (deberán escribirse completas en el pliego de examen).



7. Una disolución de ácido sulfúrico tiene una densidad de 1,2 g/ml y una riqueza del 20% en peso.

a) Calcule su concentración expresada en moles/litro y en gramos/litro.

b) Calcule el pH de una disolución preparada diluyendo mil veces la anterior.

Datos: Masas atómicas: S = 32; O = 16; H = 1.

Sol.: 2,45 M; 240 g/L; 2,31

8. 50 mL de una disolución de ácido benzoico ($\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$) cuya K_a vale $6,5 \cdot 10^{-5}$ reaccionan exactamente con 20 mL de NaOH 0,1 M.

a) Calcular el pH de la disolución inicial de ácido benzoico.

b) El pH la disolución obtenida tras la adición de NaOH.

Sol.: 2,79; 8,39

9. Calcule:

a) El pH de una disolución 0,2 M de ácido fórmico (ácido metanoico) cuya $K_a = 10^{-4}$.

b) El pH y el grado de disociación del ácido fórmico cuando a 40 mL de dicha disolución se le añaden 10 mL de ácido nítrico 0,05 M.

Sol.: 2,35; 0,3 y $2 \cdot 10^{-4}$

10. Si 10,1 mL de vinagre han necesitado 50,5 mL de una base 0,2 N para su neutralización.

a) Cuál será la normalidad del ácido en el vinagre.

b) Suponiendo que su acidez se debe al ácido acético (ácido etanoico). ¿Cuál es el porcentaje en peso del ácido acético si la densidad del vinagre es de 1,06 g/ml?

Sol.: 1 N; 5,66%

11. Una disolución 0,03 M de hidróxido amónico está disociada un 1,82 %. ¿Qué cantidad de agua habría que añadir a 100 mL de dicha disolución para que el pH de la disolución resultante sea 10,5?

Sol.: 203,95 mL

12. Una disolución de HBO_2 en concentración 10^{-2} M tiene un valor de pH de 5,6.

a) Razone si el ácido y su base conjugada serán fuertes o débiles.

b) Calcule la constante de disociación del ácido (K_a).

c) Calcule, si es posible, la constante de basicidad del ión borato (K_b).

d) Si 100 mL de esta disolución de HBO_2 se mezclan con 100 mL de una disolución 10^{-2} M de hidróxido sódico, ¿qué concentración de la base conjugada se obtendrá?

Sol.: $1,58 \cdot 10^{-5}$; 6,30; $5 \cdot 10^{-3}$

13. En un laboratorio se tienen dos matraces uno conteniendo 15 mL de HCl cuya concentración es 0,05 M el y el otro 15 mL de ácido etanoico (acético) de concentración 0,05 M.

a) Calcule el pH de cada una de ellas.

b) ¿Qué cantidad de agua se deberá añadir a la más ácida para que el pH de las dos disoluciones sea el mismo?

Dato: K_a (ácido etanoico) = $1,8 \cdot 10^{-5}$

Sol.: 1,3 y 3,02; 774,5 mL

14. Razone utilizando los equilibrios correspondientes, si los pH de las disoluciones que se

relacionan seguidamente son ácidos, básicos o neutros.

- a) Acetato potásico 0,01 M
- b) Nitrato sódico 0,01 M
- c) Sulfato amónico 0,01 M
- d) Hidróxido de bario 0,01 M

15. a) El pH de una disolución de NaOH es 13. Calcule su concentración.

b) El pH de una disolución de igual concentración de amoníaco es 11,13. Calcule la constante K_b del amoníaco y su grado de disociación.

Sol.: 0,1 M; $1,845 \cdot 10^{-5}$ y 0,0135

16. Un litro de una disolución acuosa de amoníaco contiene 8,5 g de esta sustancia.

a) Calcule el valor del pH de dicha disolución.

b) ¿Qué volumen de una disolución 0,2 M de ácido sulfúrico sería necesario añadir al litro de la disolución de amoníaco para que reaccione completamente?

Datos: K_b del amoníaco: $1,85 \cdot 10^{-5}$; Masas atómicas: N=14,0; H=1,0.

Sol.: 11,48; 1,25 L

17. Una disolución de un ácido HA tiene un pH de 2,5 y su grado de disociación es 0,16. Determine:

a) La concentración de la disolución del ácido.

b) La constante de disociación del ácido.

c) El pH de la disolución que se obtiene si se mezclan 100 mL de la disolución del ácido HA con otros 100 mL de disolución 0,20 M de ácido nítrico.

Sol.: 0,02 M; $6,1 \cdot 10^{-4}$; 0,7

18. Se tiene una disolución de un ácido cuya constante es $2,0 \cdot 10^{-3}$ y su grado de disociación 0,15. Calcule:

a) La concentración de la disolución del ácido.

b) El pH de otra disolución del mismo ácido de concentración $1,0 \cdot 10^{-3}$ M

Sol.: 0,075 M; 1,94

19. Se tiene una disolución de un ácido acético $5,5 \cdot 10^{-2}$ M. Calcule:

a) El grado de disociación del ácido acético.

b) El pH de la disolución.

c) La molaridad que debería tener una disolución de ácido clorhídrico para que su pH fuera igual al de la disolución anterior de ácido acético.

d) Los mililitros que se necesitan de una disolución de NaOH 0,1 M para neutralizar 200 mL de la disolución de ácido clorhídrico.

Datos: K_a (ácido acético) = $1,86 \cdot 10^{-5}$.

Sol.: 0,018; 3; 0,001 M; 2 L

20. El ácido benzoico (C_6H_5-COOH) es un buen conservante de alimentos ya que inhibe el desarrollo microbiano, siempre y cuando el medio creado posea un pH inferior a 5. Deduzca, mediante cálculos numéricos apropiados, si una disolución acuosa de ácido benzoico de concentración 6,1 g/L, es adecuada como líquido conservante.

Datos: K_a (C_6H_5-COOH) = $6,5 \cdot 10^{-5}$, Masas atómicas: C = 12,0; H = 1,0; O = 16,0.

Sol.: pH < 5

21. Se dispone de los reactivos HCl, NaAc y NaOH. Calcule:

a) El pH de la disolución que se obtiene al mezclar 10 mL de ClH 1 M con 100 mL de NaOH 0,1 M.

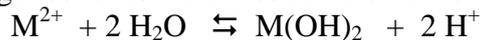
b) El pH de la disolución que se obtiene al mezclar 10 mL de HCl 1 M con 100 mL de NaAc 0,1 M.

c) El grado de disociación del ácido resultante de la reacción que se produce en el apartado b).

Dato: K_a HAc = $1,8 \cdot 10^{-5}$

Sol.: 7; 2,89; 0,014

22. Algunos iones metálicos reaccionan con el agua formando hidróxidos según la reacción:



Razone si son o no correctas las siguientes proposiciones:

- Al añadir al agua el catión, el pH resultante es ácido (suponiendo que el hidróxido es estable).
- La adición de un ácido fuerte destruirá el hidróxido formado.
- Si se añade al sistema NaOH, el equilibrio se desplaza hacia la izquierda.
- Si se ponen en 1 litro de agua 0,01 moles de $Ba(OH)_2$ (que es una base fuerte) el pH será 10.

23. Una muestra de 0,726 g de $(NH_4)_2SO_4$ se trata con hidróxido sódico en exceso, desprendiéndose 0,24 litros de NH_3 (g) medidos a 15 °C y 748 mm de Hg.

- Calcule la pureza de la muestra expresada en % en peso.
- Determine el pH de una disolución preparada con un peso igual al indicado inicialmente de muestra impura, que se disuelve en agua, enrasando hasta un volumen total de 100 ml.

Suponga que ni el ion sulfato ni las impurezas influyen en el pH y que la reacción correspondiente es:



Datos: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$; $K_a(NH_4^+) = 1,0\cdot 10^{-9}$; Masas atómicas: N = 14,0; S = 32,1; O = 16,0; H = 1,0.

Sol.: 85,55%; 5

24. Razone si son ciertas o no las siguientes proposiciones:

- El hidróxido de sodio se disocia totalmente en una disolución acuosa 0,01 M
- El amoníaco en disolución acuosa 0,01 M (hidróxido de amonio) no se disocia totalmente.
- En una disolución que contiene $0,01 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ de hidróxido de sodio y $0,01 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ de hidróxido de amonio, el grado de disociación de los dos hidróxidos es menor que cuando estaban en disoluciones separadas.
- La adición de 0,01 moles de ácido fuerte a un litro de la disolución del apartado c), da lugar a una disolución con un pH igual al de la del apartado b).

25. La combustión de un carbón que contiene azufre puede dar lugar a que, en determinadas condiciones, se produzcan cuatro óxidos gaseosos.

- Escriba las reacciones en que se producen los cuatro óxidos y especifique los números de oxidación del C y S en todos los casos.
- Razone cómo influye en la acidez del agua de lluvia la presencia de los dos compuestos más oxidados indicados en el apartado anterior, sabiendo que las constantes de la disociación total son para $H_2CO_3 = 10^{-17}$ y para $H_2SO_4 = 10^{-2}$.
- Comente si los dos óxidos del carbono son o no indeseables en el ambiente.

26. A 1 litro de disolución acuosa de HCl se añaden 0,74 g de hidróxido de calcio (sólido) siendo el pH final de la disolución 7 (se supone que no hay variación de volumen). Calcule:

- La molaridad de la disolución de HCl.
- El pH de la disolución de HCl.
- El pH de la disolución que se obtendría si a la disolución anterior se añadiesen los mismos moles por litro de hidróxido de calcio que los que contiene de HCl. (Considérese el hidróxido de calcio totalmente disociado)

Datos: Masas atómicas: Ca = 40,0; O = 16,0; H = 1,0.

Sol.: 0,02 M; 1,7; 12,3

27. A partir de los datos de la tabla conteste razonadamente a las siguientes cuestiones:

- formule cada uno de los ácidos indicados
- ¿cuál es el ácido más disociado?
- ¿qué ácidos darían pH mayor que 7 en el punto de equivalencia de su valoración con NaOH?

Ácidos	Ka
ácido 2-cloroetanoico	$1,30 \cdot 10^{-3}$
ácido 2-hidroxiopropanoico	$1,38 \cdot 10^{-4}$
ácido 3-hidroxiбутаноico	$1,99 \cdot 10^{-5}$
ácido propanoico	$1,38 \cdot 10^{-5}$

28. Se dispone de una disolución acuosa 0,001 M de ácido 2-cloroetanoico cuya constante Ka es $1,3 \cdot 10^{-3}$. Calcule:

- el grado de disociación del ácido
- el pH de la disolución
- los gramos de ácido que se necesitarán para preparar dos litros de esta disolución.

Datos. Masas atómicas C = 12,0; O = 16,0; Cl = 35,5; H = 1,0

Sol.: 0,662; 3,2; 0,189

29. Se tienen dos disoluciones acuosas, una de ácido salicílico HA ($K_a = 1 \cdot 10^{-3}$) y otra de ácido benzoico HC ($K_a = 2 \cdot 10^{-5}$). Si la concentración de los dos ácidos es la misma, conteste razonadamente a las siguientes preguntas:

- ¿cuál de los dos ácidos es más débil?
- ¿cuál de los dos ácidos tiene un grado de disociación mayor?
- ¿cuál de las dos disoluciones da un valor menor de pH?
- ¿cuál de las dos bases conjugadas es más débil?

30. Una disolución acuosa 0,01 M de un ácido débil HA tiene un grado de disociación de 0,25. Calcule:

- K_a del ácido
- pH de la disolución
- K_b de la base conjugada A^- .

Dato.- Producto iónico del agua $K_w = 1 \cdot 10^{-14}$

Sol.: $8,33 \cdot 10^{-4}$; 2,6; $1,2 \cdot 10^{-11}$

31. Se dispone de ácido perclórico (ácido fuerte), del 65% de riqueza en peso y de densidad $1,6 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$. Determine:

- el volumen al que hay que diluir 1,5 mL de dicho ácido para que el pH resultante sea igual a 1,0
- el volumen de hidróxido de potasio (base fuerte) 0,2 M que deberá añadirse para neutralizar 50 mL de la disolución anterior, de pH = 1,0.

Datos: Masas atómicas: H = 1,0; Cl = 35,5; O = 16,0.

Sol.: 155,25 mL; 25 mL

32. Se preparan 500 mL de una disolución que contiene 0,2 moles de un ácido orgánico monoprótico cuyo pH es 5,7. Calcule:

- La constante de disociación del ácido.
- El grado de disociación del ácido en la disolución.
- La constante K_b de la base conjugada.

Sol.: 10^{-11} ; $5 \cdot 10^{-6}$; 10^{-3}

33. Se disponen de 250 mL de una disolución que contiene 5 g de ácido bromoacético (bromoetanoico) cuya $K_a = 1,25 \cdot 10^{-3}$. Escriba los equilibrios correspondientes y calcule:

- El grado de disociación.
- Los gramos de hidróxido de potasio necesarios para reaccionar completamente con el ácido.

Nota: Considere que con la adición de los gramos de KOH no se produce aumento de volumen.

Datos: Masas atómicas: C = 12,0; O = 16,0; H = 1,0; Br = 79,9; K = 39,1.

Sol.: 0,09; 2,02 g

34. Conocidos los ácidos HA ($K_a=3,6 \cdot 10^{-6}$), HB ($K_a=2,5 \cdot 10^{-3}$) y HC ($K_a=1,2 \cdot 10^{-12}$), justifique:

- cuál es el ácido más débil
- cuál es el que posee la base conjugada más débil
- si podría establecerse un equilibrio entre HA y B⁻
- el carácter fuerte ó débil de A⁻

35. A partir de los valores de K_a suministrados, deduzca si el pH de disoluciones acuosas de las siguientes sales es neutro, ácido o básico:

- NaF
- NH₄CN
- NH₄F
- NH₄Cl

Datos: $K_a(\text{HCN})=6,2 \cdot 10^{-10}$; $K_a(\text{HF})=6,7 \cdot 10^{-4}$; $K_a(\text{NH}_4^+)=5,5 \cdot 10^{-10}$.

36. Un ácido (AH) está disociado al 0,5 % en disolución 0,3 M. Calcule:

- La constante de disociación del ácido.
- El pH de la disolución.
- La concentración de iones [OH⁻]

Sol.: $7,54 \cdot 10^{-6}$; 2,82; $6,67 \cdot 10^{-12}$

37. Considerando los valores de K_a de los ácidos HCN, C₆H₅COOH, HClO₂ y HF, conteste razonadamente a las siguientes preguntas:

- ¿Cuál es el orden de mayor a menor acidez en agua?
- A igual concentración, ¿cuál de ellos presenta una disolución acuosa con menor pH?
- Utilizando el equilibrio de ionización en disolución acuosa ¿cuáles son sus bases conjugadas?
- Ordene las bases conjugadas de mayor a menor basicidad.

Datos.- K_a (aproximado): HCN = 10^{-10} , C₆H₅COOH = 10^{-5} , HClO₂ = 10^{-2} , HF = 10^{-4}

38. Una disolución acuosa de ácido acético 0,01 M está ionizada en un 4,2 %. Calcule:

- Su constante de ionización.
- ¿Qué concentración de ácido clorhídrico hay que preparar para tener un pH igual al de la disolución problema?

Sol.: $1,84 \cdot 10^{-5}$; $4,2 \cdot 10^{-4}$

39. Justifique con cuál de las dos especies químicas de cada apartado, reaccionará el HF(acuoso) en mayor medida. Escriba las reacciones correspondientes:

- NO₃⁻ o NH₃
- Cl⁻ o NaOH
- Mg(OH)₂ o H₂O
- CH₃-COOH o CH₃-COO⁻.

Datos: $K_a(\text{HF})=6 \cdot 10^{-4}$, $K_b(\text{NH}_3)=1,8 \cdot 10^{-5}$, $K_a(\text{HAc})=1,85 \cdot 10^{-5}$

40. El amoníaco acuoso de concentración 0,20 M tiene un valor de $K_b=1,8 \cdot 10^{-5}$.

- Calcular la concentración de iones hidroxilo de la disolución.
- Calcular el pH de la disolución.
- Calcular el grado de ionización para el amoníaco acuoso.

d) Compare la basicidad del amoníaco con la de las bases que se indican, formulando y ordenando los compuestos en sentido creciente de basicidad: metilamina ($pK_b=3,30$); dimetilamina ($pK_b=3,13$).

Sol.: $1,9 \cdot 10^{-3}$ M; 11,28; $9,5 \cdot 10^{-3}$

41. 10 mL de una disolución acuosa de hidróxido de sodio se mezclan con 20 mL de otra disolución de ácido clorhídrico 1 M. La mezcla obtenida tiene carácter ácido y precisa para su neutralización 15 mL de hidróxido de sodio 0,5 M. Calcule:

a) La concentración de la disolución inicial de hidróxido de sodio en $g \cdot L^{-1}$.

b) El pH de la disolución ácida obtenida al mezclar las disoluciones iniciales de hidróxido de sodio y ácido clorhídrico. Datos: Masa molecular del NaOH = 40.

Sol.: 50 g/L; 0,6

42. Se dispone de una disolución acuosa que en el equilibrio tiene 0,2 M de ácido fórmico (ácido metanoico), cuya concentración en protones es 10^{-3} M.

a) Calcule qué concentración de ion formiato tiene dicha disolución.

b) Calcule la constante de basicidad del ion formiato o metanoato. ¿Es una base débil o fuerte?

c) ¿Cuántos mililitros de ácido clorhídrico 0,1 M habría que tomar para preparar 100 mL de una disolución del mismo pH que la disolución 0,2 M de ácido fórmico.

Dato: K_a ácido fórmico = $2 \cdot 10^{-3}$

Sol.: 0,4 M; $5 \cdot 10^{-12}$; 1 mL

43. Justifique qué pH (ácido, neutro o básico) tienen las siguientes disoluciones acuosas:

a) Nitrato de potasio.

b) Acetato de sodio.

c) Cloruro de amonio.

d) Nitrito de sodio.

Datos: K_a (HAc) = 10^{-5} ; K_a (NH_4^+) = 10^{-9} ; K_a (HNO_2) = 10^{-3}

44. Dada una disolución acuosa 0,0025 M de ácido fluorhídrico, calcule:

a) Las concentraciones en el equilibrio de HF, F^- y H^+ .

b) El pH de la disolución y el grado de disociación.

Dato: $K_a = 6,66 \cdot 10^{-4}$

Sol.: 0,015 y 0,001 M; 3; 0,4

45. Complete y ajuste las siguientes ecuaciones ácido base y nombre todos los compuestos

a) $HNO_3 + Mg(OH)_2 \rightarrow$

b) $NH_3 + H_2SO_4 \rightarrow$

c) $HCO_3^- + NaOH \rightarrow$

d) $CH_3-COOH + KOH \rightarrow$

46. Una disolución acuosa 0,2 M de un ácido débil HA tiene un grado de disociación de un 2 % Calcule:

a) La constante de disociación del ácido.

b) El pH de la disolución.

c) La concentración de OH^- de la disolución.

Sol.: $8,16 \cdot 10^{-5}$; 2,4; $2,5 \cdot 10^{-12}$

47. Una disolución acuosa de amoníaco de uso doméstico tiene de densidad $0,85 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ y el 8 % de NH_3 en masa.

a) Calcule la concentración molar de amoníaco en dicha disolución.

b) Si la disolución anterior se diluye 10 veces, calcule el pH de la disolución resultante.

c) Determine las concentraciones de todas las especies (NH_3 , NH_4^+ , H^+ y OH^-) en la disolución diluida 10 veces.

Datos: Masas atómicas: N = 14, H = 1; $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$

Sol.: 4 M; 11,43; 0,397 M; 2,68·10⁻³ M; 3,73·10⁻¹² M; 2,68·10⁻³ M

48. Considere disoluciones acuosas, de idéntica concentración, de los compuestos: HNO_3 , NH_4Cl , NaCl y KF

a) Deduzca si las disoluciones serán ácidas, básicas o neutras. b) Ordénelas razonadamente en orden creciente de pH. Datos: $K_a(\text{HF}) = 1,4 \cdot 10^{-4}$; $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$

49. Se preparan dos disoluciones, una con 1,61 g de ácido metanoico (HCOOH) en agua hasta un volumen de 100 cm^3 y otra de HCl , de igual volumen y concentración molar. Calcule: a) El grado de disociación del ácido metanoico. b) El pH de las dos disoluciones. c) El volumen de hidróxido potásico 0,15 M necesario para alcanzar el punto de equivalencia, en una neutralización ácido-base, de la disolución del ácido metanoico. d) Los gramos de NaOH que añadidos sobre la disolución de HCl proporcionan un pH de 1. Considerar que no existe variación de volumen. Datos: $K_a = 1,8 \cdot 10^{-4}$; Masas atómicas: C=12, O=16 Na=23 y H=1

Sol.: 2,27·10⁻²; 2,1; 0,46; 233 mL; 1 g

50. Una disolución contiene 0,376 gramos de fenol ($\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$) por cada 100 mL. Sabiendo que el fenol se puede comportar como ácido débil monoprótico y que su valor de K_a es $1,0 \cdot 10^{-10}$, calcule: a) Las concentraciones finales de fenol y fenolato presentes en la disolución, así como el pH y el porcentaje de ionización del fenol. b) El volumen de disolución de hidróxido de sodio 0,2 M que se necesitaría para valorar (neutralizar) 25 mL de disolución de fenol. Datos: Masas atómicas: H = 1, C = 12 y O = 16.

Sol.: 0,04 M; 2·10⁻⁶ M; 5,7 g; 0,005%; 5 mL

51. Conteste razonadamente a las siguientes preguntas: a) ¿Cuál es el orden de mayor a menor basicidad de las bases conjugadas de los ácidos HNO_3 , HClO , HF y HCN ? b) ¿Cuál es el orden de mayor a menor acidez de los ácidos conjugados de las bases NO_2^- , NaOH , NH_3 y CH_3COO^- .

Datos: $K_a(\text{HClO}) = 10^{-7}$, $K_a(\text{HF}) = 10^{-3}$, $K_a(\text{HCN}) = 10^{-9}$, $K_a(\text{NH}_4^+) = 10^{-9}$, $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 10^{-5}$, $K_a(\text{HNO}_2) = 10^{-3}$

52. El ácido butanoico es un ácido débil de $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$. Calcule: a) El grado de disociación de una disolución 0,02 M del ácido butanoico. b) El pH de la disolución 0,02 M. c) El pH de la disolución que resulta al añadir 0,05 moles de HCl a 250 mL de una disolución 0,02 M de ácido butanoico. Suponer que no hay variación de volumen.

Solución:

Sol.: 0,03; 3,22; 0,7

53. El pH de un zumo de limón es 3,4. Suponiendo que el ácido del limón se comporta como un ácido monoprótico (HA) con constante de acidez $K_a = 7,4 \cdot 10^{-4}$, calcule:

a) La concentración de HA en ese zumo de limón.

b) El volumen de una disolución de hidróxido sódico 0,005 M necesaria para neutralizar 100 mL del zumo de limón.

Sol.: 2,14·10⁻⁴; 12,3 mL

54. Conteste razonadamente a las siguientes preguntas:

a) Ordene, de menor a mayor, el pH de las disoluciones acuosas de igual concentración de los compuestos KCl , HF y HNO_3 .

b) Ordene, de menor a mayor, el pH de las disoluciones acuosas de igual concentración de las sales NaClO_2 , HCOONa y NaIO_4 .

Datos: $K_a(\text{HF}) = 10^{-3}$, $K_a(\text{HClO}_2) = 10^{-2}$, $K_a(\text{HCOOH}) = 10^{-4}$, $K_a(\text{HIO}_4) = 10^{-8}$

55. El pH de una disolución de un ácido monoprótico HA es 3,4. Si el grado de disociación del ácido es 0,02. Calcule:

- a) La concentración inicial de ácido.
b) Las concentraciones del ácido y de su base conjugada en el equilibrio.
c) El valor de la constante de acidez, K_a .
d) Los gramos de hidróxido de potasio (KOH) necesarios para neutralizar 50 mL de dicho ácido.

Datos. Masas atómicas: K=39,1; O=16; H=1.

Sol.: 0,02 M; 0,0196 y $4 \cdot 10^{-4}$ M; $8,16 \cdot 10^{-6}$; 0,0561 g

56. Sea una disolución acuosa 1 M de un ácido débil monoprótico cuya $K_a = 10^{-5}$ a 25 °C. Justifique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas.

- a) Su pH será mayor que 7.
b) El grado de disociación será aproximadamente 0,5.
c) El grado de disociación aumenta si se diluye la disolución.
d) El pH aumenta si se diluye la disolución.

57. Una disolución 0,1 M de un ácido monoprótico, HA, tiene un pH de 4,8. Calcule:

- a) Las concentraciones en el equilibrio de todas las especies presentes en la disolución (incluir la concentración de OH⁻).
b) La constante de disociación del ácido HA y el grado de disociación del ácido.

Dato. $K_w = 1 \cdot 10^{-14}$

Sol.: $1,58 \cdot 10^{-5}$; 0,1 y $6,31 \cdot 10^{-10}$ M; $1,58 \cdot 10^{-4}$; $2,5 \cdot 10^{-9}$

58. Se preparan disoluciones acuosas de igual concentración de HCl, NaCl, NH₄Cl y NaOH. Conteste de forma razonada:

- a) ¿Qué disolución tendrá mayor pH?
b) ¿Qué disolución tendrá menor pH?
c) ¿Qué disolución es neutra?
d) ¿Qué disolución no cambiará su pH al diluirla?

Dato. $K_a \text{ NH}_4^+ = 10^{-9}$

59. Se tiene una disolución de ácido nítrico de pH = 2,30.

- a) Determine el número de moles de ion nitrato en disolución sabiendo que el volumen de la misma es de 250 mL.
b) Calcule la masa de hidróxido de sodio necesaria para neutralizar 25 mL de la disolución anterior.
c) Determine el pH de la disolución obtenida al añadir 25 mL de hidróxido de sodio 0,001 M a 25 mL de la primera disolución de ácido nítrico, suponiendo que los volúmenes son aditivos.

Datos. Masas atómicas: Na = 23; O= 16; H = 1

Sol.: $1,25 \cdot 10^{-3}$; $5 \cdot 10^{-3}$ g; 2,7

60. Una disolución acuosa de amoníaco de uso doméstico tiene una densidad de $0,962 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ y una concentración del 6,5 % en peso. Determine:

- a) La concentración molar de amoníaco en dicha disolución.
b) El pH de la disolución.
c) El pH de la disolución resultante al diluir 10 veces.

Datos. Masas atómicas: N = 14, H = 1; $K_b(\text{amoníaco}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

Sol.: 3,68 M; 3,67 M; 12,1

61. Se prepara una disolución de un ácido débil, HA, con una concentración inicial 10^{-2} M. Cuando se llega al equilibrio el ácido presenta una disociación del 1 %. Calcule:

- a) El pH de la disolución.
b) La constante de acidez de HA.

c) El grado de disociación si se añade agua hasta aumentar 100 veces el volumen de la disolución.

d) El pH de la disolución del apartado c).

Sol.: 4; $1,01 \cdot 10^{-6}$; 0,1; 5

62. El ácido butanoico es un ácido débil siendo su $K_a = 1,5 \cdot 10^{-5}$. Calcule:

a) El grado de disociación de una disolución 0,05 M del ácido butanoico.

b) El pH de la disolución 0,05 M.

c) El volumen de una disolución de hidróxido de sodio 0,025 M necesario para neutralizar 100 mL de disolución 0,05 M de ácido butanoico.

Sol.: 0,017; 3,06; 200 mL

63. Atendiendo a los equilibrios en disolución acuosa, razone cuál o cuáles de las siguientes especies son anfóteras (pueden comportarse como ácido y como base):

a) Amoníaco (o trihidruro de nitrógeno).

b) Ion bicarbonato (o ion hidrogenotrioxocarbonato (IV)).

c) Ion carbonato (o ion trioxocarbonato (IV)).

d) Ion bisulfuro (o ion hidrogenosulfuro (II)).

64. Dado el 1—butanol:

a) Escriba su estructura semidesarrollada.

b) Escriba la estructura semidesarrollada de un isómero de posición, otro de cadena y otro de función. Nombre los compuestos anteriormente descritos.

c) Formule y nombre el producto de reacción del 1-butanol y el ácido etanoico ($C_2H_4O_2$), indicando el tipo de reacción.

65. Una disolución comercial de ácido clorhídrico presenta un pH de 0,3.

a) Calcule la masa de hidróxido de sodio necesaria para neutralizar 200 mL de la disolución comercial de ácido.

b) Si 10 mL de la disolución comercial de ácido clorhídrico se diluyen con agua hasta un volumen final de 500 mL, calcule el pH de la disolución diluida resultante.

c) A 240 mL de la disolución diluida resultante del apartado anterior se le añaden 160 mL de ácido nítrico 0,005 M. Calcule el pH de la nueva disolución (suponiendo volúmenes aditivos),

d) Calcule los gramos de hidróxido de calcio necesarios para neutralizar la disolución final del apartado c).

Datos. Masas atómicas: Na = 23; Ca = 40; H = 1; O = 16.

Sol.: 4 g; 2; 2,1; 0,118 g

4. EQUILIBRIOS DE OXIDACIÓN REDUCCIÓN

1. Se añade agua oxigenada a una disolución de Fe^{2+} . Con los datos de potenciales adjuntos:

a) Predecir que reacción tendrá lugar (oxidación o reducción del Fe^{2+})

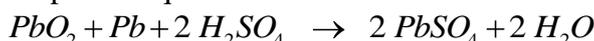
b) Escribir y ajustar la reacción.

c) Calcular la f.e.m. de la pila que podría formarse.

$E^\circ(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+})=0,77 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^\circ)=-0,44 \text{ V}$; $E^\circ(\text{H}_2\text{O}_2/\text{H}_2\text{O})=1,76 \text{ V}$; $E^\circ(\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}_2)=0,69 \text{ V}$

Solución: El Fe^{2+} se oxida; $E^\circ=0,99 \text{ V}$

2. Un acumulador de plomo contiene antes de su descarga 500 mL de H_2SO_4 4 N. Calcular la concentración del ácido después de que el acumulador ha suministrado 4 A·h.



Solución: 0,1 M

3. El ácido nítrico en disolución 1 M reacciona con cadmio metálico produciendo nitrato de cadmio y monóxido de nitrógeno. Calcule:

a) El potencial normal de la pila basada en esa reacción.

b) Deduzca si se produciría esta reacción con Cu metálico en lugar de con Cd.

c) Indique los agentes oxidante y reductor en cada caso.

d) Calcule la masa equivalente del oxidante y del reductor en el primer caso.

Datos: $E^\circ[\text{NO}_3^-/\text{NO}] = 0,96 \text{ V}$; $E^\circ[\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}] = -0,40 \text{ V}$; $E^\circ[\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}] = 0,34 \text{ V}$

Masas atómicas: N = 14,0; O = 16,0; H = 1,0; Cd = 112,4.

Solución: $E^\circ=1,33 \text{ V}$; Si; $E^\circ=0,62 \text{ V}$; 21 y 56,2 g

4. Calcule el plomo consumido durante el arranque del motor de un automóvil, si la batería de plomo tiene que proporcionar 175 A durante 1,2 s mediante la reacción anódica:



Datos: Masa atómica: Pb = 207,2.

Solución: 0,255 g

5. a) Ajuste la siguiente reacción redox: $\text{Cu} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$

b) Señale cuál es el reactivo oxidante y cuál el reductor.

c)Cuál es el equivalente gramo del HNO_3 .

d) Sabiendo que este equilibrio está desplazado a la derecha ¿Cuál de los pares Cu^{2+}/Cu y HNO_3/NO tendrá un potencial mayor?

Solución: El NO_3^- y Cu^{2+} ; 21 g; el NO_3^-/NO

6. Sabiendo que los potenciales normales de reducción para los sistemas: $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn} = -0,76 \text{ V}$
 $\text{Ag}^+/\text{Ag} = +0,80 \text{ V}$

a) Explicar las reacciones que tienen lugar al conectar los dos semielementos cerrando el circuito con un puente salino. b) Señalar qué electrodo es el cátodo y cuál el ánodo. c) Dígame si la reacción global, produce algún tipo de energía utilizable.

7. La obtención del cloro por electrolisis del cloruro potásico en disolución acuosa, proporciona además hidrógeno e hidróxido potásico.

a) Formular y ajustar la reacción redox

b) Indicar el proceso que tiene lugar en el ánodo y cual en el cátodo de la celda electrolítica.

c) Cuanto tiempo se tardaría en obtener 10 g de cloro haciendo circular una corriente de 2A

d) ¿Qué volumen de hidrógeno medido en C.N. se habría desprendido en el mismo tiempo?

Solución: 3,78 h; 3,16 L

8. Escribir y ajustar las reacciones que tienen lugar en los siguientes casos:

a) Si se introduce una barra de hierro en una disolución de nitrato de plata.

b) Si se mezcla una disolución de permanganato potásico en medio ácido con otra de cloruro de estaño (II). Datos: $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}^0) = 0,80 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^0) = -0,44$; $E^\circ(\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}) = 1,51 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}^{2+}) = 0,15 \text{ V}$.

9. Al reaccionar 1 mol de fósforo blanco (P_4) con hidróxido sódico disuelto en agua se obtiene fosfina (hidruro de fósforo) y dihidrógenodioxofosfato(I) de sodio.

a) ¿Cuántos gramos se producen de la sal?

b) ¿Cuántos gramos de fósforo se necesitarían para obtener 1 litro de fosfina a 1 atmósfera y 37°C ?

Datos: Masas atómicas $\text{P} = 32$; $\text{O} = 16$; $\text{Na} = 23$; $\text{H} = 1$.

Solución: 267 g; 5 g

10. Suponiendo que la oxidación anódica tiene lugar con un rendimiento del 80 %. Calcúlese cuánto tiempo tendrá que circular una corriente de 5 amperios para oxidar 15 gramos de Mn^{2+} a MnO_4^- .

Dato: Masa atómica del $\text{Mn} = 55$

Solución: 9,19 h

11. Se hace la electrolisis del NaCl en disolución acuosa utilizando una corriente de 5 A durante 30 minutos:

a) ¿Qué volúmenes de gases se obtienen en el ánodo y en el cátodo a 1 atm. y 25°C ?

b) ¿Cómo tendría que estar el electrolito en la celda para que se depositase sodio y que diferencia de potencial habría que aplicar?

Datos: $E^\circ(\text{Na}^+/\text{Na}) = -2,71 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Cl}_2/2\text{Cl}^-) = 1,36 \text{ V}$

Solución: 2,28 L y 4,07 V

12. Un gramo de un mineral de hierro se disuelve en ácido sulfúrico. Para que reaccione todo el Fe(II) formado, se emplean 20 mL de disolución 0,2 N de permanganato potásico. Masa atómica del $\text{Fe} = 55,8$.

a) Escriba y ajuste la reacción del Fe(II) con el ión permanganato.

b) Calcule el porcentaje de hierro en el mineral.

Solución: 22,3 %

13. El ácido nítrico en disolución 1 M reacciona con níquel metálico produciendo nitrato de níquel y monóxido de nitrógeno. Calcule el potencial normal de la reacción y deduzca si se produciría esta reacción con el oro metal. Indique los agentes oxidante y reductor en cada caso:

Datos: $E^\circ(\text{NO}_3^-/\text{NO}) = 0,96 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) = -0,25 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Au}^{3+}/\text{Au}) = 1,50 \text{ V}$.

Solución: 1,21 V

14. Dados los equilibrios:



a) Ajuste ambas reacciones y justifique si están desplazadas a la derecha.

b) Calcule el volumen de KMnO_4 0,1 M necesario para oxidar el Fe^{2+} y el Sn^{2+} contenidos en 10 g de una muestra que contiene partes iguales en peso de sus cloruros.

Datos: $E_0(\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}) = 1,56 \text{ V}$; $E_0(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = 0,77 \text{ V}$; $E_0(\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}^{2+}) = 0,13 \text{ V}$

Solución: 0,8 L

15. Razone:

a) Si el cobre metal puede disolverse en HCl 1 M para dar cloruro de cobre (II) e hidrógeno molecular (H_2).

b) ¿Podría disolverse el Zn ?

Datos: $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^0) = 0,34 \text{ V}$; $E^\circ(2\text{H}^+/\text{H}_2) = 0,00 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}^0) = -0,76 \text{ V}$.

16. Dada la siguiente tabla de potenciales normales:

- a) Escriba la notación de una pila en la que ambos electrodos sean metálicos, eligiendo los dos pares redox que den lugar a una fuerza electromotriz máxima y calcule el valor de la misma.
 b) Calcule la diferencia de potencial mínima que se debe aplicar a una celda electrolítica que contiene cloruro ferroso fundido para que se deposite el metal.

$E^\circ (\text{Ce}^{4+}/\text{Ce}^{3+}) = 1,61 \text{ V}$
$E^\circ (\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) = 1,36 \text{ V}$
$E^\circ (\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = 0,77 \text{ V}$
$E^\circ (\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$
$E^\circ (\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}) = -0,13 \text{ V}$
$E^\circ (\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ V}$
$E^\circ (\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$
$E^\circ (\text{Be}^{2+}/\text{Be}) = -1,85 \text{ V}$

Solución: 1,8 V

17. Dada la siguiente tabla de potenciales normales expresados en voltios:

- a) Escriba el nombre de:
 - La forma reducida del oxidante más fuerte.
 - Un catión que pueda ser oxidante y reductor.
 - La especie más reductora.
 - Un anión que pueda ser oxidante y reductor
 b) Escriba y ajuste dos reacciones que sean espontáneas entre especies que figuren en la tabla que correspondan a:
 - Una oxidación de un catión por un anión.
 - Una reducción de un catión por un anión.

Par redox	E°
Cl_2/Cl^-	1,35
$\text{ClO}_4^-/\text{ClO}_3^-$	1,19
$\text{ClO}_3^-/\text{ClO}_2^-$	1,16
$\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^0$	0,35
$\text{SO}_3^{2-}/\text{S}^{2-}$	0,23
$\text{SO}_4^{2-}/\text{S}^{2-}$	0,15
$\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}^{2+}$	0,15
$\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}^0$	-0,14

18. Una corriente de 4 amperios circula durante 1 hora y 10 minutos a través de dos células electrolíticas que contienen, respectivamente, sulfato de cobre (II) y cloruro de aluminio.

- a) Escriba las reacciones que se producen en el cátodo de ambas células electrolíticas.
 b) Calcule los gramos de cobre y de aluminio metálicos que se habrán depositado.

Datos: Masas atómicas: Cu = 63,5 y Al = 27,0; Constante de Faraday $F = 96.500 \text{ C}\cdot\text{eq}^{-1}$

Solución: 5,53 g y 1,57 g

19. Los electrodos de una pila galvánica son de aluminio y cobre.

- a) Escriba las semirreacciones que se producen en cada electrodo, indicando cuál será el ánodo y cuál será el cátodo.
 b) Calcule la fuerza electromotriz de la pila.
 c) ¿Cuál será la representación simbólica de la pila?
 d) Razone si alguno de los dos metales produciría hidrógeno gaseoso al ponerlo en contacto con ácido sulfúrico.

Datos: Potenciales normales: $\text{Al}^{3+}/\text{Al} = -1,67 \text{ V}$; $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu} = 0,35 \text{ V}$; $\text{H}^+/\text{H}_2 = 0,00 \text{ V}$

Solución: $E^\circ = 2,02 \text{ V}$

20. a) Ajuste la siguiente reacción, escribiendo las semirreacciones de óxido-reducción que se producen



- b) Calcule el volumen de disolución de ácido hipocloroso 0,1 M que sería necesario utilizar para obtener 10 g de cloro.

Datos: Masas atómicas: Cl = 35,5; Na = 23,0; O = 16,0; H = 1,0

Solución: 2,81 L

21. La figura adjunta representa una celda para la obtención de cloro mediante electrólisis. Conteste a las siguientes cuestiones:

- a) Escriba las reacciones que tienen lugar en el ánodo y en el cátodo.
 b) Señale cuál es la de oxidación y cuál la de reducción.
 c) La disolución inicial de cloruro sódico tiene un pH = 7. Se produce modificación del pH durante la electrólisis? ¿Por qué?
 d) ¿Por qué se obtiene hidrógeno en lugar de sodio metálico?

22. Cuando se hace reaccionar permanganato de potasio con ácido clorhídrico se obtienen, entre otros productos, cloruro de manganeso (II) y cloro molecular.

- Ajuste y complete la reacción. Calcule los pesos equivalentes del oxidante y del reductor.
- Calcule el volumen de cloro, medido en condiciones normales, que se obtendrá al hacer reaccionar 100 g de permanganato de potasio con exceso de ácido clorhídrico.

Datos: Masas atómicas: K = 39,1; Mn = 54,9; O = 16,0; Cl = 35,5; H = 1,0; R = 0,082 atm·L·K⁻¹·mol⁻¹.

Solución: 31,6 g y 18,25 g; 35,4 L

23. Deduzca razonadamente y escribiendo la reacción ajustada:

- Si el hierro en su estado elemental puede ser oxidado a hierro(II) con MoO₄²⁻
- Si el hierro(II) puede ser oxidado a hierro(III) con NO₃⁻

Datos: E°(MoO₄²⁻/Mo³⁺) = 0,51 V; E°(NO₃⁻/NO) = 0,96 V; E°(Fe³⁺/Fe²⁺) = 0,77 V; E°(Fe²⁺/Fe⁰) = -0,44 V.

24. Considere la reacción: HNO₃ + Cu ⇌ Cu(NO₃)₂ + NO_(g) + H₂O.

- Ajuste la reacción por el método ión-electrón.
- Calcule los pesos equivalentes de HNO₃ y Cu²⁺.
- ¿Qué volumen de NO (medio a 1 atmósfera y 273 K) se desprenderá si se oxidan 2,50 g de cobre metálico?

Datos: Masas atómicas: Cu = 63,5; O = 16; N = 14; H = 1, R = 0,082 atm·L·K⁻¹·mol⁻¹.

Solución: 21 y 61,75 g; 0,58 L

25. La producción industrial de agua de cloro se basa en la reacción del cloro con agua, formándose los iones hipoclorito y cloruro, de manera que la disolución resultante se puede emplear como agente blanqueante y desinfectante debido al carácter oxidante del ion hipoclorito formado

- Escriba y ajuste la reacción. Explique razonadamente de qué tipo de reacción se trata.
- ¿Como se modificaría el rendimiento de la reacción si se adiciona una base?

26. Dados los valores del potencial estándar de reducción de los siguientes sistemas:

E°(I₂/I⁻) = 0,53 V; E°(Br₂/Br⁻) = 1,07 V; E°(Cl₂/Cl⁻) = 1,36 V

Indica razonadamente:

- ¿Cuál es la especie química más oxidante entre todas las mencionadas anteriormente?
- ¿Cuál es la forma reducida con mayor tendencia a oxidarse?
- ¿Es espontánea la reacción entre el cloro molecular y el ión yoduro?
- ¿Es espontánea la reacción entre el cloruro y el bromo molecular?

27. Una muestra de 20 g de latón (aleación de zinc y cobre) se trata con ácido clorhídrico, desprendiéndose 2,8 litros de hidrógeno gas medidos a 1 atm y 25°C.

- Formule y ajuste la reacción o reacciones que tienen lugar.
- Calcule la composición de la aleación, expresándola como tanto por ciento en peso.

Datos: R = 0,082 atm·L·mol⁻¹·K⁻¹; E°(Zn²⁺/Zn) = -0,76 V; E°(Cu²⁺/Cu) = +0,34 V; E°(H⁺/H₂) = +0,00 V; Masas atómicas: Zn = 65,4; Cu = 63,5; H = 1,0

Solución: 37,5 % Zn y 62,5 % Cu

28. El zinc metálico puede reaccionar con los iones hidrógeno oxidándose a zinc (II).

- ¿Qué volumen de hidrógeno medido a 700 mm de mercurio y 77 °C, se desprenderá si se disuelven completamente 0,5 moles de zinc?
- Si se realiza la electrolisis de una disolución de zinc (II) aplicando una intensidad de 1,5 amperios durante 2 horas y se depositan en el cátodo 3,66 g de metal, calcule la masa atómica

del cinc.

Datos: $F = 96500 \text{ C}$; $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$

Solución: 15,6 L; 65,4

29. El cloro se obtiene por oxidación del ácido clorhídrico con dióxido de manganeso pasando el manganeso a estado de oxidación dos.

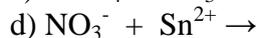
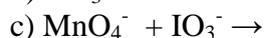
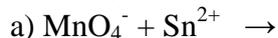
a) Escriba y ajuste la reacción.

b) ¿Cuántos moles de dióxido de manganeso hay que utilizar para obtener dos litros de cloro gas, medidos a $25 \text{ }^\circ\text{C}$ y una atmósfera?

c) ¿Qué volumen de ácido clorhídrico 2 M se requiere para obtener los dos litros de cloro del apartado b)? Datos: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$

Solución: 0,0818 moles; 0,164 L

30. Considerando los datos adjuntos, deduzca si se producirán las siguientes reacciones de oxidación-reducción y ajuste las que puedan producirse:



Datos.- $E^\circ(\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}) = 1,51 \text{ V}$; $E^\circ(\text{IO}_4^-/\text{IO}_3^-) = 1,65 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}^{2+}) = 0,15 \text{ V}$; $E^\circ(\text{NO}_3^-/\text{NO}) = 0,96 \text{ V}$

31. Para obtener 3,08 g de un metal M por electrolisis, se pasa una corriente de 1,3 A a través de una disolución de MCl_2 durante 2 horas. Calcule:

a) La masa atómica del metal.

b) Los litros de cloro producidos a 1 atmósfera de presión y 273 K.

Datos: Constante de Faraday $F = 96500 \text{ C eq}^{-1}$; $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{l}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$

Solución: 63,5; 1,057 L

32. Un método de obtención de cloro gaseoso se basa en la oxidación del ácido clorhídrico con ácido nítrico, produciéndose simultáneamente dióxido de nitrógeno y agua.

a) Escriba la reacción ajustada por el método del ion-electrón.

b) Determine el volumen de cloro obtenido, a $25 \text{ }^\circ\text{C}$ y 1 atm, cuando se hacen reaccionar 500 mL de una disolución 2 M de HCl con ácido nítrico en exceso, si el rendimiento de la reacción es de un 80%.

Solución: 9,77 L

33. Se tiene una disolución acuosa de sulfato de cobre (II).

a) Calcule la intensidad de corriente que se necesita pasar a través de la disolución para depositar 5 g de cobre en 30 minutos.

b) ¿Cuántos átomos de cobre se habrán depositado?

Datos.- Masa atómica del Cu = 63,5; $N_A = 6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos/mol}$; $F = 96500 \text{ culombios/mol}$.

Solución: 8,44 A; $4,74 \cdot 10^{22}$

34. Se dispone de una pila formada por un electrodo de cinc, sumergido en una disolución 1 M de $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ y conectado con un electrodo de cobre, sumergido en una disolución 1 M de $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$. Ambas disoluciones están unidas por un puente salino.

a) Escriba el esquema de la pila galvánica y explique la función del puente salino.

b) Indique en qué electrodo tiene lugar la oxidación y en cuál la reducción.

c) Escriba la reacción global que tiene lugar e indique en qué sentido circula la corriente.

d) ¿En qué electrodo se deposita el cobre?

Datos: $E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$

35. Considere la reacción redox: $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{Fe}^{2+} + \text{H}^+ \rightarrow \text{Cr}^{3+} + \text{Fe}^{3+} + \text{H}_2\text{O}$. 48.

a) ¿Qué especie es el oxidante y a qué se reduce? ¿Pierde o gana electrones?

- b) ¿Qué especie es el reductor y a qué se oxida? ¿Pierde o gana electrones?
 c) Ajuste por el método del ión-electrón la reacción molecular entre FeSO_4 y $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ en presencia de ácido sulfúrico, para dar $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ y $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, entre otras sustancias.

36. Se toma una muestra de un cloruro metálico, se disuelve en agua y se realiza la electrolisis de la disolución aplicando una intensidad de corriente de 2 A durante 30 minutos, depositándose entonces en el cátodo 1,26 g del metal.

- a) Calcule la carga del catión sabiendo que la masa atómica del elemento es 101,1.
 b) Determine el volumen de gas cloro a 27 °C y 1 atm que se desprenderá en el ánodo durante la electrolisis.

Datos: $F = 96500 \text{ C}\cdot\text{mol}^{-1}$; $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.

Solución: +3; 0,46 L

37. En medio ácido, el ión permanganato (MnO_4^-) se utiliza como agente oxidante fuerte. Conteste razonadamente a las siguientes preguntas y ajuste las reacciones iónicas que se puedan producir.

- a) ¿Reacciona con Fe(s)?
 b) ¿Oxidaría al H_2O_2 ?

Datos: $E^\circ (\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}) = 1,51 \text{ V}$; $E^\circ (\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ V}$; $E^\circ (\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}_2) = 0,70 \text{ V}$

38. Conteste razonadamente si las reacciones que se dan en los siguientes apartados serán espontáneas, ajustando los procesos que tengan lugar:

- a) Al agregar aluminio metálico a una disolución acuosa de iones Cu^{2+} .
 b) Al agregar un trozo de manganeso a una disolución acuosa 1 M de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$

Datos: $E^\circ (\text{Al}^{3+}/\text{Al}) = -1,66 \text{ V}$; $E^\circ (\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$; $E^\circ (\text{Mn}^{2+}/\text{Mn}) = -1,18 \text{ V}$; $E^\circ (\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}) = -0,12 \text{ V}$

39. Conteste razonadamente a las siguientes cuestiones y ajuste por el método del ion-electrón las reacciones que tengan lugar de forma espontánea:

- a) ¿Qué especie es el oxidante más fuerte y cuál el reductor más fuerte?
 b) ¿Qué sucede si una disolución de sulfato de hierro(II) se guarda en un recipiente de cobre? ¿Y si una de sulfato de cobre(II) se guarda en un recipiente de hierro?
 c) ¿Se formará un recubrimiento metálico sobre una barra de plomo introducida en una disolución acuosa 1M de Ag^+ ?

Datos: E° (voltios): $(\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}) = -2,37$; $(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44$; $(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}) = -0,13$; $(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34$; $(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,80$.

40. Se realiza la electrólisis de 350 mL de una disolución acuosa de NaCl con una corriente de 2 A.

- a) Indique las reacciones que se producen en los compartimentos anódico y catódico.
 b) Calcule el tiempo transcurrido en la electrólisis si se desprenden 7 L de Cl_2 a 1 atm y 25 °C.

Datos: $F = 96500 \text{ culombios}\cdot\text{mol}^{-1}$; $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$; Masa atómica Cl = 35,5

Solución: 7,68 h

41. Considerando condiciones estándar, justifique cuáles de las siguientes reacciones tienen lugar espontáneamente y cuáles sólo pueden llevarse a cabo por electrólisis:

- a) $\text{Fe}^{2+} + \text{Zn} \rightleftharpoons \text{Fe} + \text{Zn}^{2+}$
 b) $2 \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2 \text{H}_{2(\text{g})} + \text{O}_{2(\text{g})}$ en medio ácido.
 c) $\text{I}_2 + 2 \text{Fe}^{2+} \rightleftharpoons 2 \text{I}^- + 2 \text{Fe}^{3+}$.
 d) $\text{Fe} + 2 \text{Cr}^{3+} \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+} + 2 \text{Cr}^{2+}$.

Datos: $E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,77 \text{ V}$; $E^\circ(\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}) = 1,23 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = 0,77 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}^{2+}) = -0,42 \text{ V}$; $E^\circ(\text{I}_2/\text{I}^-) = 0,53 \text{ V}$.

42. Se realiza la electrólisis de una disolución acuosa que contiene Cu^{2+} . Calcule:

a) La carga eléctrica necesaria para que se depositen 5 g de Cu en el cátodo. Exprese el resultado en culombios.

b) ¿Qué volumen de $\text{H}_2(\text{g})$, medido a 30°C y 770 mm Hg, se obtendría si esa carga eléctrica se emplease para reducir H^+ (acuoso) en un cátodo?

Datos: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$; Masas atómicas: Cu = 63,5; $F = 96500 \text{ C}$.

Solución: 15197 C; 1,92 L

43. El bromuro de potasio reacciona con el ácido sulfúrico concentrado para dar sulfato de potasio, bromo libre, dióxido de azufre y agua. Conteste a las siguientes preguntas:

a) Formule y ajuste las semirreacciones iónicas redox y la reacción neta molecular.

b) ¿Cuántos cm^3 de bromo se producirán al hacer reaccionar 20 g de bromuro de potasio con ácido sulfúrico en exceso?

Datos: Masas atómicas: Br = 80, K = 39; Densidad $\text{Br}_2 = 2,8 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$

Solución: 4,8 cm^3

44. Conociendo los potenciales normales de reducción de los halógenos:

a) Escriba las siguientes reacciones y determine cuáles serán espontáneas:

- i. Oxidación del ión bromuro por yodo.
- ii. Reducción de cloro por ión bromuro.
- iii. Oxidación de ioduro con cloro.

b) Justifique cuál es la especie más oxidante y cuál es más reductora.

Datos: $E^\circ(\text{F}_2/\text{F}^-) = 2,85 \text{ V}$, $E^\circ(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) = 1,36 \text{ V}$, $E^\circ(\text{Br}_2/\text{Br}^-) = 1,07 \text{ V}$, $E^\circ(\text{I}_2/\text{I}^-) = 0,54 \text{ V}$

45. Dos celdas electrolíticas que contienen nitrato de plata(I) y sulfato de cobre(II), respectivamente, están montadas en serie. Si en la primera se depositan 3 gramos de plata.

a) Calcule los gramos de cobre que se depositarán en la segunda celda.

b) Calcule el tiempo que tardarán en depositarse si la intensidad de la corriente es de 2 Amperios.

Datos: Masas atómicas: Ag = 107,9; Cu = 63,5 ; Faraday: 96500 C

Solución: 0,88 g; 22,36 h

46. Para un proceso electrolítico de una disolución de AgNO_3 en el que se obtiene Ag metal, justifique si son verdaderas o falsas cada una de las siguientes afirmaciones:

a) Para obtener 1 mol de Ag se requiere el paso de 2 mol de electrones.

b) En el ánodo se produce la oxidación de los protones del agua.

c) En el cátodo se produce oxígeno.

d) Los cationes de plata se reducen en el cátodo.

47. En un vaso que contiene 100 mL de disolución de concentración 10^{-3} M del ión Au^{3+} se introduce una placa de cobre metálico.

a) Ajuste la reacción redox que se podría producir. Calcule su potencial normal e indique si es espontánea.

b) Suponiendo que se reduce todo el Au^{3+} presente, determine la concentración resultante de iones Cu^{2+} . Calcule los moles de electrones implicados.

Datos: $E^\circ(\text{Au}^{3+}/\text{Au}) = 1,52 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$.

Solución: 1,18 V; $1,5\cdot 10^{-3} \text{ M}$; $3\cdot 10^{-4}$ moles

48. Teniendo en cuenta la siguiente reacción global, en medio ácido y sin ajustar:



- a) Indique los estados de oxidación de todos los átomos en cada una de las moléculas de la reacción.
 b) Escriba y ajuste las semirreacciones de oxidación y reducción, así como la reacción global.

49. En el cátodo de una pila se reduce el dicromato potásico en medio ácido a Cromo (III).

- a) ¿Cuántos moles de electrones deben llegar al cátodo para reducir 1 mol de dicromato potásico?
 b) Calcule la cantidad de Faraday que se consume, para reducir todo el dicromato presente en una disolución, si ha pasado una corriente eléctrica de 2,2 A durante 15 min.
 c) ¿Cuál será la concentración inicial de dicromato en la disolución anterior, si el volumen es de 20 ml?

Datos: Faraday = $96500 \text{ C}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Solución: 6; 0,02 F; 0,171 M

50. Complete y ajuste, en medio ácido, las semirreacciones de oxidación y de reducción así como la reacción global. Indique si son espontáneas las reacciones globales en función de los potenciales normales redox.

- a) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{S}^{2-} + \text{H}^+ \rightleftharpoons \text{Cr}^{3+} + \dots$
 b) $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} + \text{SnCl}_2 \rightleftharpoons \text{SnCl}_4 + \dots$

Datos:

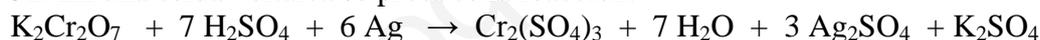
$E^\circ \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+} = 1,33 \text{ V}$; $E^\circ \text{S}/\text{S}^{2-} = 0,14 \text{ V}$

$E^\circ \text{KMnO}_4/\text{Mn}^{2+} = 1,51 \text{ V}$; $E^\circ \text{Sn}^{4+}/\text{Sn}^{2+} = 0,15 \text{ V}$

51. Dada la reacción de oxidación-reducción: $\text{SO}_3^{2-} + \text{MnO}_4^- \rightarrow \text{SO}_4^{2-} + \text{Mn}^{2+}$

- a) Indique los estados de oxidación de todos los elementos en cada uno de los iones de la reacción.
 b) Nombre todos los iones.
 c) Escriba y ajuste las semirreacciones de oxidación y reducción en medio ácido.
 d) Escriba la reacción iónica global ajustada.

52. En una celda voltaica se produce la reacción:



- a) Calcule el potencial estándar de la celda.
 b) Calcule los gramos de sulfato de plata formados a partir de 2,158 g de plata.
 c) Si se dispone de una disolución de ácido sulfúrico de concentración $1,47 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$, calcule el volumen de la misma que se necesita para oxidar 2,158 g de plata.

Datos: $E^\circ(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}) = 1,33 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,80 \text{ V}$

Masas atómicas: Ag = 107,9; H = 1; O = 16; S = 32

Solución: 0,53 V; 3,12 g; 1,56 L

53. Un vaso contiene 100 cm^3 de disolución de cationes Au^+ 0,03 M. Este catión se reduce y oxida simultáneamente (dismutación) a oro metálico (Au) y catión Au^{3+} hasta que se agota todo el catión Au^+ .

- a) Ajuste la reacción redox que se produce.
 b) Calcule el potencial de la reacción.
 c) Calcule la concentración resultante de iones Au^{3+} en disolución.
 d) Calcule la masa de Au que se forma.

Datos: $E^\circ(\text{Au}^{3+}/\text{Au}^+) = +1,25 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Au}^+/\text{Au}) = +1,70 \text{ V}$; $F = 96500 \text{ C}\cdot\text{mol}^{-1}$; Masa atómica: Au = 197.

Solución: 0,45 V; 0,01 M; 0,394 g

54. Considerando los siguientes metales: Zn, Mg, Pb y Fe. a) Ordénelos de mayor a menor facilidad de oxidación. b) ¿Cuáles de estos metales pueden reducir Fe^{3+} a Fe^{2+} pero no Fe^{2+} a Fe metálico? Justifique las respuestas.

Datos: $E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}) = -2,37 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}) = -0,13 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = 0,77 \text{ V}$

55. Se colocan en serie una célula electrolítica de AgNO_3 y otra de CuSO_4 .

a) ¿Cuántos gramos de Cu(s) se depositan en la segunda célula mientras se depositan 2g de Ag(s) en la primera?

b) ¿Cuánto tiempo ha estado pasando corriente si la intensidad era de 10 A?

Datos: Masas atómicas: Ag = 107,87 y Cu = 63,54; Faraday = $96.500 \text{ C}\cdot\text{mol}^{-1}$

Solución: 0,59 g; 3 min

56. En la oxidación de agua oxigenada con 0,2 moles de permanganato, realizada en medio ácido a 25°C y 1 atm de presión, se producen 2 L de O_2 y cierta cantidad de Mn^{2+} y agua.

a) Escriba la reacción iónica ajustada que tiene lugar. b) Justifique, empleando los potenciales de reducción, si es una reacción espontánea en condiciones estándar y 25°C . c) Determine los gramos de agua oxigenada necesarios para que tenga lugar la reacción. d) Calcule cuántos moles de permanganato se han añadido en exceso.

Datos: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$; $E^\circ(\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}) = 1,51 \text{ V}$; $E^\circ(\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}_2) = 0,68 \text{ V}$; Masas atómicas: O=16 y H=1.

Solución: 0,83 V; 2,78. g; 0,167 moles

57. En disolución ácida, el ion dicromato oxida al ácido oxálico ($\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$) a CO_2 según la reacción (sin ajustar): $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \rightarrow \text{Cr}^{3+} + \text{CO}_2$; a) Indique los estados de oxidación de todos los átomos en cada uno de los reactivos y productos de dicha reacción. b) Escriba y ajuste las semirreacciones de oxidación y reducción. c) Ajuste la reacción global d) Justifique si es espontánea o no en condiciones estándar.

Datos: $E^\circ(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}) = 1,33 \text{ V}$; $E^\circ(\text{CO}_2/\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) = -0,49 \text{ V}$

58. Se sabe que el ion permanganato oxida el hierro (II) a hierro (III), en presencia de ácido sulfúrico, reduciéndose él a Mn (II). a) Escriba y ajuste las semirreacciones de oxidación y reducción y la ecuación iónica global. b) ¿Qué volumen de permanganato de potasio 0,02 M se requiere para oxidar 40 mL de disolución 0,1 M de sulfato de hierro (II) en disolución de ácido sulfúrico?

Solución: 4 mL

59. Dos cubas electrolíticas que contienen disoluciones acuosas de AgNO_3 y $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ respectivamente, están montadas en serie (pasa la misma intensidad por ambas). Si en 1 hora se depositan en la segunda cuba 54,5 g de cobre, calcule: a) La intensidad de corriente que atraviesa las cubas. b) Los gramos de plata que se depositarán en la primera cuba tras dos horas de paso de la misma intensidad de corriente.

Datos: $F = 96500 \text{ C}$; masas atómicas: Cu = 63,5; Ag = 107,9.

Solución: 45,9 A; 369,52 g

60. En una disolución en medio ácido, el ion MnO_4^- oxida al H_2O_2 , obteniéndose Mn^{2+} , O_2 y H_2O .

a) Nombre todos los reactivos y productos de la reacción, indicando los estados de oxidación del oxígeno y del manganeso en cada uno de ellos.

b) Escriba y ajuste las semirreacciones de oxidación y reducción en medio ácido.

c) Ajuste la reacción global.

d) Justifique, en función de los potenciales dados, si la reacción es espontánea o no en condiciones estándar.

Datos. $E^\circ(\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}) = 1,51 \text{ V}$; $E^\circ(\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}_2) = 0,70 \text{ V}$

Solución: 0,81 V

61. La electrólisis de una disolución acuosa de sulfato de cobre (II) se efectúa según la reacción iónica neta siguiente: $2 \text{Cu}^{2+}(\text{ac}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \longrightarrow 2 \text{Cu}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g}) + 4 \text{H}^+(\text{ac})$

Calcule:

a) La cantidad (en gramos) que se necesita consumir de sulfato de cobre (II) para obtener 4,1 moles de O_2 .

b) ¿Cuántos litros de O_2 se han producido en el apartado anterior a 25°C y 1 atm de presión?

c) ¿Cuánto tiempo es necesario (en minutos) para que se depositen 2,9 g de cobre con una intensidad de corriente de 1,8 A?

Datos. $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$; Faraday = $96485 \text{ C}\cdot\text{mol}^{-1}$; Masas atómicas: Cu=63,5; S=32; O=16

Solución: 1307,9 g; 100,2 L; 81,6 min

62. Se introduce una barra de Mg en una disolución 1 M de MgSO_4 y otra de Cd en una disolución 1 M de CdCl_2 y se cierra el circuito conectando las barras mediante un conductor metálico y las disoluciones mediante un puente salino de KNO_3 a 25°C .

a) Indique las reacciones parciales que tienen lugar en cada uno de los electrodos, muestre el cátodo, el ánodo y la reacción global, y calcule el potencial de la pila.

b) Responda a las mismas cuestiones del apartado anterior, si en este caso el electrodo de Mg^{2+}/Mg se sustituye por una barra de Ag sumergida en una disolución 1 M de iones Ag^+ .

Datos. $E^0(\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}) = -2,37 \text{ V}$; $E^0(\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}) = -0,40 \text{ V}$; $E^0(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = +0,80 \text{ V}$

Solución: 1,97 V; 1,2 V

63. Dada la reacción en la que el ión permanganato [tetraoxomanganato (VII)] oxida, en medio ácido, al dióxido de azufre, obteniéndose ión tetraoxosulfato (VI) e ion manganeso (II),

a) Ajuste la reacción iónica por el método del ion-electrón.

b) Calcule el potencial estándar de la pila y justifique si la reacción será o no espontánea en esas condiciones.

c) Calcule el volumen de una disolución de permanganato 0,015 M necesario para oxidar 0,32 g de dióxido de azufre.

Datos: Potenciales estándar de electrodo: $\text{MnO}_4^-, \text{H}^+/\text{Mn}^{2+} = +1,51 \text{ V}$; $\text{SO}_4^{2-}, \text{H}^+/\text{SO}_2(\text{g}) = +0,17 \text{ V}$; Pesos atómicos: S=32 y O=16

Solución: 1,34 V; 133 mL

64. Las disoluciones acuosas de permanganato de potasio en medio ácido (ácido sulfúrico), oxidan al peróxido de hidrógeno (agua oxigenada) formándose oxígeno, sulfato de manganeso (II), sulfato de potasio y agua.

a) Formule y ajuste las semirreacciones iónicas de oxidación y reducción y la reacción molecular.

b) Calcule los gramos de oxígeno que se liberan al añadir un exceso de permanganato a 200 mL de peróxido de hidrógeno 0,01 M.

c) ¿Qué volumen ocuparía el O_2 obtenido en el apartado anterior, medido a 21°C y 720 mm Hg?

Datos. $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$; masa atómica: O= 16; 1 atm = 760 mm Hg

Solución: 0,064 g; 51 mL

65. En una pila electroquímica, el ánodo está formado por una barra de cobre sumergida en una disolución acuosa de nitrato de cobre (II), mientras que el cátodo consiste en una lámina de plata sumergida en una disolución acuosa de nitrato de plata.

a) Formule las semirreacciones del ánodo y del cátodo.

b) Formule la reacción global iónica y molecular de la pila.

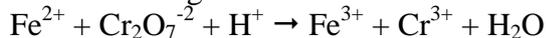
c) Explique de forma justificada por qué se trata de una pila galvánica.

d) Indique razonadamente el signo de ΔG^0 para la reacción global.

Datos. $E^0(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,80 \text{ V}$; $E^0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$.

Solución:

66. Dada la siguiente reacción de oxidación-reducción en medio ácido (sin ajustar):



- Indique el número (estado) de oxidación del cromo en los reactivos y en los productos.
- Ajuste las semirreacciones de oxidación y reducción.
- Ajuste la reacción iónica global.
- Razone si la reacción es o no espontánea en condiciones estándar a 25 °C.

Datos a 25 °C: $E^\circ(\text{Cr}_2\text{O}_7^{-2}/\text{Cr}^{3+}) = 1,33 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = 0,77 \text{ V}$

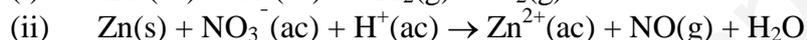
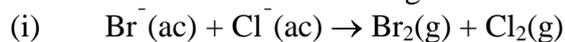
67. Una disolución que contiene un cloruro MCl_x de un metal, del que se desconoce su estado de oxidación, se somete a electrólisis durante 69,3 minutos. En este proceso se depositan 1,098 g del metal M sobre el cátodo, y además se desprenden 0,79 L de cloro molecular en el ánodo (medidos a 1 atm y 25 °C).

- Indique las reacciones que tienen lugar en el ánodo y en el cátodo.
- Calcule la intensidad de corriente aplicada durante el proceso electrolítico.
- ¿Qué peso molecular tiene la sal MCl_x disuelta?

Datos: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$; Masas atómicas: $\text{Cl} = 35,5$; $\text{M} = 50,94$; $1 \text{ F} = 96485 \text{ C}$

Solución: 4 A; 157,44

68. Dadas las dos reacciones siguientes sin ajustar:



- Justifique por qué una de ellas no se puede producir.
- Ajuste las semirreacciones de oxidación y de reducción de la reacción que sí se puede producir.
- Ajuste la reacción global de la reacción que sí se puede producir.
- Justifique si es espontánea dicha reacción.

Datos. $E^\circ \text{Br}_2/\text{Br}^- = 1,06 \text{ V}$; $E^\circ \text{Cl}_2/\text{Cl}^- = 1,36 \text{ V}$; $E^\circ \text{Zn}^{2+}/\text{Zn} = -0,76 \text{ V}$; $E^\circ \text{NO}_3^-/\text{NO} = 0,96 \text{ V}$

69. Una pieza metálica de 4,11 g que contiene cobre se introduce en ácido clorhídrico obteniéndose una disolución que contiene Cu^{2+} y un residuo sólido insoluble. Sobre la disolución resultante se realiza una electrólisis pasando una corriente de 5 A. Al cabo de 656 s se pesa el cátodo y se observa que se han depositado 1,08 g de cobre.

- Calcule la masa atómica del cobre.
- ¿Qué volumen de cloro se desprendió durante el proceso electrolítico en el ánodo (medido a 20 °C y 760 mm de Hg)?
- ¿Cuál era el contenido real de Cu (en % peso) en la pieza original, si al cabo de 25 minutos de paso de corriente se observó que el peso del cátodo no variaba?

Datos. $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$; $F = 96485 \text{ C}$.

Solución: 63,54; 0,41L; 60,1 %

70. Se quiere oxidar el ion bromuro, del bromuro de sodio, a bromo empleando una disolución acuosa de peróxido de hidrógeno 0,2 M en presencia de ácido sulfúrico. Respecto a dicha reacción:

- Ajuste las semirreacciones iónicas y la reacción molecular global.
- Calcule el potencial estándar para la reacción global.
- Calcule la masa de bromuro de sodio que se oxidaría a bromo empleando 60 mL de peróxido de hidrógeno.
- Calcule el volumen de bromo gaseoso, medido a 150 °C y 790 mm Hg, desprendido en el proceso anterior.

Datos. $E^\circ \text{Br}_2/\text{Br}^- = 1,06 \text{ V}$; $E^\circ \text{H}_2\text{O}_2/\text{H}_2\text{O} = 1,77 \text{ V}$; $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$; masas atómicas: Na = 23; Br = 80.

Solución: 0,71 V; 2,472 g; 0,8 L

www.yoquieroaprobar.es

5. ESTRUCTURA DE LA MATERIA

1. Explique las diferencias y analogías de las siguientes sustancias: Calcio, sulfato de sodio, etano; en cuanto a:

- Estado de agregación.
- Solubilidad en agua.
- Conductividad eléctrica.

2. Dadas las configuraciones electrónicas que figuran en la tabla adjunta:

a) Complete la tabla, copiando las columnas A, B, C y D en el pliego de examen (En la columna B deberá escribir el tipo de orbital donde se sitúa el último electrón).

b) Razone como varía el radio atómico de estos elementos y su potencial de ionización.

c) ¿Cuál será el orden de enlace de las moléculas de aquellos elementos que las formen?

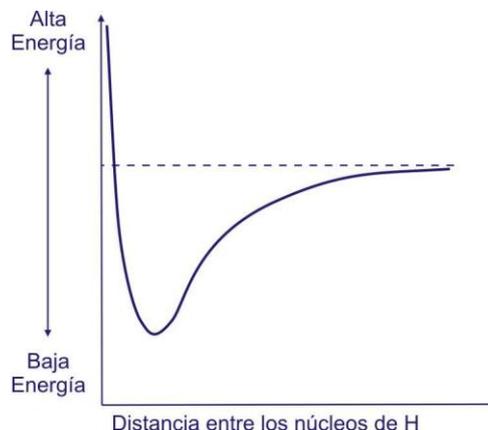
A Elemento	Distribución de electrones	B Orbital	C Periodo	D Grupo
Li	$\uparrow\downarrow$ \uparrow			
Be	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$			
B	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ \uparrow			
C	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$			
N	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow\uparrow$			
O	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow\uparrow$			
F	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow$			
He	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow$			

3. a) Justifique las diferencias en los puntos de ebullición de los siguientes compuestos de hidrógeno: HF (P.E. = 20 °C), HCl (P.E. = -85 °C) y H₂O (P.E. = 100 °C).

b) Deduzca si el H₂S tendrá un P.E. mayor o menor que el agua.

4. La figura adjunta representa la variación de la energía en función de la distancia internuclear para dos átomos de hidrógeno. Razone:

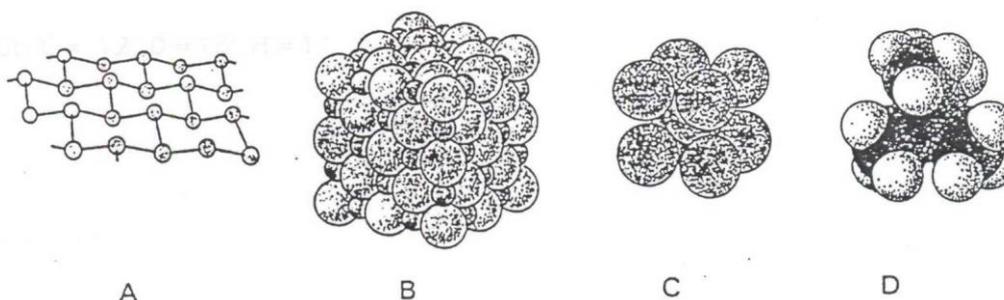
- Por qué tiene esa forma.
- Si el hidrógeno es una especie molecular.
- Si se tratase de dos átomos de helio, ¿sería análogo el comportamiento?



5. Justificar:

- En qué grupos del sistema periódico se encuentran los tres elementos más electronegativos.
- A que grupos pertenecen los elementos que forman cationes más fácilmente.
- Cómo varía la basicidad de los aniones simples en el grupo VII del sistema periódico.
- Para que se forme un enlace iónico a qué grupo o grupos de los anteriores deben pertenecer los elementos.

6. Dadas las siguientes estructuras:



Razónese, cual o cuales corresponden a elementos y, cual o cuales a compuestos y, dígase qué tipo de enlace hay en cada caso.

7. a) Establezca cuáles de las siguientes series de números cuánticos serían posibles y cuáles imposibles para especificar el estado de un electrón en un átomo:

b) Diga en qué tipo de orbital atómico estarían situados los que son posibles.

Serie	n	l	m	s
I	0	0	0	+ 1/2
II	1	1	0	+ 1/2
III	1	0	0	- 1/2
IV	2	1	-2	+ 1/2
V	2	1	-1	+ 1/2

8. a) Diseñe un ciclo de Born-Haber para el $MgCl_2$.

b) Defina al menos cuatro de los siguientes conceptos: energía de ionización, energía de disociación, afinidad electrónica, energía reticular, calor de formación y calor de sublimación.

9. Supuesto que se conocen los números cuánticos “n”, “l” y “m”, que definen el estado del último electrón que forma parte de la corteza de un elemento E. Razone si puede saberse:

a) Si será oxidante o reductor.

b) Si es un metal o no metal.

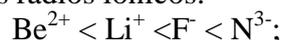
c) Si será muy electronegativo.

d) Si su volumen atómico será elevado.

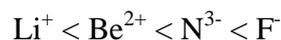
10. Rellenar el siguiente cuadro poniendo en cada casilla la fórmula del elemento o de un compuesto que formen entre ellos, el tipo de enlace (C = covalente, I = iónico, M = metálico) y el estado de agregación (S = sólido, L = líquido, G = gas), tal como aparece en el ejemplo.

	Cl	H	O	Ca
Cl				
H				CaH ₂ I S
O				
Ca				

11. a) De las siguientes secuencias de iones, razone cuál se corresponde con la ordenación en función de sus radios iónicos:



(I)



(II)

b) Ordene de mayor a menor los radios de los elementos de que proceden.

12. Explique: a) Si las estructuras de Lewis justifican la forma geométrica de las moléculas o si ésta se debe determinar experimentalmente para poder proponer la representación correcta.

b) Si cada molécula se representa en todos los casos por una única fórmula estructural. Representar las estructuras de Lewis de las siguientes especies: H_2O y NO_3^-

c) ¿Justifican las representaciones de las moléculas anteriores la estabilidad de las mismas?

13. Cuatro elementos diferentes A, B, C, D tienen número atómico 6, 9, 13 y 19 respectivamente. Se desea saber:

- El número de electrones de valencia de cada uno de ellos.
- Su clasificación en metales y no metales.
- La fórmula de los compuestos que B puede formar con los demás ordenándolos del más iónico, al más covalente.

14. Dados los elementos A y B de números atómicos 19 y 35 respectivamente:

- Establezca la configuración electrónica de cada uno de ellos.
- Indique su situación en el Sistema Periódico.
- Compare tres propiedades periódicas de ambos elementos.
- Justifique los tipos de enlace que forman A con A, B con B y A con B.

15. a) Ordene según polaridad creciente, basándose en los valores de las electronegatividades de la tabla adjunta, los enlaces siguientes: H-F, H-O, H-N, H-C, C-O y C-Cl.

Elemento	F	O	Cl	N	C	S	H
Electronegatividad	4,0	3,5	3,0	3,0	2,5	2,5	2,1

b) La polaridad de la molécula de CH_4 ¿será igual o distinta que la del CCl_4 ? Justifique las respuestas

16. La configuración electrónica de un elemento:

- ¿Permite conocer cuál es su situación en el sistema periódico?
- ¿Indica qué clase de enlaces puede formar con otros elementos?
- ¿Es suficiente información para saber si el elemento es sólido, líquido o gas?
- ¿Sirve para conocer si el elemento es o no molecular? Justifique las respuestas.

17. a) Defina los diferentes números cuánticos, indicando con qué letra se representan y los valores que pueden tomar.

b) Enuncie el principio de exclusión de Pauli.

c) A partir de los números cuánticos, deduzca el número máximo de electrones que pueden tener los orbitales 3p y los orbitales 3d.

d) Indique en qué orbitales se encuentran los electrones definidos por las siguientes combinaciones de números cuánticos: $(1,0,0,1/2)$ y $(4,1,0,-1/2)$.

18. Considerando las sustancias Br_2 , SiO_2 , Fe y NaBr, justifique en función de su enlace: a) Si son solubles o no en agua. b) Si conducen la corriente eléctrica a temperatura ambiente.

19. Conteste breve y razonadamente lo que se plantea en los apartados siguientes:

- ¿Qué son los modelos atómicos y que utilidad tienen?
- Cite dos modelos atómicos que sirvan para indicar la situación energética del electrón.
- ¿La distribución de todas las partículas que forman parte de los átomos está descrita por los modelos atómicos que ha citado en el apartado b)?
- Explique si hay diferencia entre órbita y orbital.

20. Dados los siguientes elementos: flúor, helio, sodio, calcio y oxígeno.

- a) Justifique en función de los posibles enlaces entre átomos; cuáles forman moléculas homonucleares y cuáles no, así como su estado de agregación en condiciones normales de presión y temperatura.
- b) Formule cuatro de los compuestos que puedan formar entre sí, indicando la naturaleza del enlace formado.

21. Considere los elementos Be ($Z=4$), O ($Z=8$), Zn ($Z=30$) y Ar ($Z=18$).

- a) Según el principio de máxima multiplicidad o regla de Hund, ¿cuántos electrones desapareados presenta cada elemento en la configuración electrónica de su estado fundamental?
- b) En función de sus potenciales de ionización y afinidades electrónicas, indique los iones más estables que pueden formar y escriba sus configuraciones electrónicas. Justifique las respuestas.

22. Justifique que especie de cada una de las parejas (átomos o iones) siguientes tiene mayor volumen:

- a) (Fe, Kr)
b) (Fe, K)
c) (Fe, C)
d) (Fe, Fe^{3+})

23. Dadas las siguientes sustancias: CS_2 (lineal), HCN (lineal), NH_3 (piramidal) y H_2O (angular).

- a) Escribe sus estructuras de Lewis.
b) Justifique su polaridad.

24. Dados los elementos de números atómicos 19, 23 y 48,

- a) Escriba la configuración electrónica en el estado fundamental de estos elementos.
b) Explique si el elemento de número atómico 30 pertenece al mismo periodo y/o al mismo grupo que los elementos anteriores.
c) ¿Qué característica común presentan en su configuración electrónica los elementos de un mismo grupo?

25. Sabiendo que NaCl, NaBr y NaI adoptan en estado sólido la estructura tipo NaCl, explique razonadamente:

- a) Si la constante de Madelung influye en que los valores de energía reticular, de estos tres compuestos, sean diferentes.
b) Si la variación de la energía reticular depende de la distancia de equilibrio entre los iones en la red cristalina.
c) ¿La energía reticular del MgCl_2 sería mayor, menor o igual que la del NaCl?
Datos: Energías reticulares: $\text{NaCl} = 769 \text{ kJ mol}^{-1}$; $\text{NaBr} = 736 \text{ kJ mol}^{-1}$ y $\text{NaI} = 688 \text{ kJ mol}^{-1}$.

26. Considere las configuraciones electrónicas en el estado fundamental:

- 1^a) $1s^2 2s^2 2p^7$;
2^a) $1s^2 2s^3$;
3^a) $1s^2 2s^2 2p^5$;
4^a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$.

- a) Razone cuáles cumplen el principio de exclusión de Pauli.
b) Deduzca el estado de oxidación más probable de los elementos cuya configuración sea correcta.

27. Teniendo en cuenta los elementos $Z = 7$, $Z = 13$ y $Z = 15$, conteste razonadamente:

- ¿cuáles pertenecen al mismo período?
- ¿cuáles pertenecen al mismo grupo?
- ¿cuál es el orden decreciente de radio atómico?
- de los dos elementos $Z = 13$ y $Z = 15$ ¿cuál tiene el primer potencial de ionización mayor?

28. Teniendo en cuenta la estructura y el tipo de enlace, justifique:

- el cloruro de sodio tiene un punto de fusión mayor que el bromuro de sodio
- el carbono (diamante) es un sólido muy duro
- el nitrógeno molecular presenta una gran estabilidad química
- el amoníaco es una sustancia polar.

29. Para ionizar un átomo de rubidio se requiere una radiación luminosa de 4,2 eV

- Determine la frecuencia de la radiación utilizada.
- Si se dispone de luz naranja de 600 nm, ¿se podría conseguir la ionización del rubidio con esta luz?

Datos: $h = 6,6 \cdot 10^{-34}$ J·s; $c = 3,0 \cdot 10^8$ m·s⁻¹; 1 eV = $1,6 \cdot 10^{-19}$ J; 1 nm = 10^{-9} m.

30. Indique razonadamente si son ciertas o falsas cada una de las siguientes afirmaciones:

- Dos iones de carga + 1 de los isótopos 23 y 24 del sodio ($Z=11$) tienen el mismo comportamiento químico.
- El ión de carga -2 del isótopo 16 del oxígeno ($Z=8$) presenta la misma reactividad que el ión de carga -1 del isótopo 18 del oxígeno.
- La masa atómica aproximada del cloro es 35,5; siendo este un valor promedio ponderado entre las masas de los isótopos 35 y 37, de porcentajes de abundancia 75 y 25%, respectivamente.
- Los isótopos 16 y 18 del oxígeno se diferencian en el número de electrones que poseen.

31. Las energías de ionización sucesivas para el berilio ($Z=4$), dadas en eV, son: $E_1= 9,3$; $E_2= 18,2$; $E_3= 153,4$;...

- Defina “primera energía de ionización” y represente el proceso mediante la ecuación química correspondiente.
- Justifique el valor tan alto de la tercera energía de ionización.

32. El espectro visible corresponde a radiaciones de longitud de onda comprendida entre 450 y 700 nm.

- Calcule la energía correspondiente a la radiación visible de mayor frecuencia.
 - Razone si es o no posible conseguir la ionización del átomo de litio con dicha radiación.
- Datos: carga del electrón, $e = 1,6 \cdot 10^{-19}$ C; velocidad de la luz, $c = 3,0 \cdot 10^8$ m·s⁻¹; 1 nm = 10^{-9} m; constante de Planck, $h = 6,63 \cdot 10^{-34}$ J·s; primera energía de ionización del litio = 5,40 eV.

33. Explique razonadamente por qué se producen los siguientes hechos:

- El elemento con $Z=25$ posee más estados de oxidación estables que el elemento con $Z=19$.
- Los elementos con $Z=10$, $Z=18$ y $Z=36$ forman pocos compuestos.
- El estado de oxidación más estable del elemento $Z=37$ es + 1.
- El estado de oxidación +2 es menos estable que el + 1 para el elemento $Z= 11$.

34. Responda a las siguientes cuestiones referidas al CCl_4 , razonando las respuestas:

- Escriba su estructura de Lewis.

- b) ¿Qué geometría cabe esperar para sus moléculas?
c) ¿Por qué la molécula es apolar a pesar de que los enlaces C-Cl son polares?
d) ¿Por qué, a temperatura ordinaria el CCl_4 es líquido y, en cambio, el Cl_4 es sólido?

35. Dadas las moléculas H_2O , CH_4 , BF_3 y HCl .

- a) Escriba sus estructuras de Lewis.
b) Indique razonadamente cuales presentan enlaces de hidrógeno.
c) Justifique cuales son moléculas polares.
d) Justifique cual de las moléculas H_2O , CH_4 y HCl presenta mayor carácter covalente en el enlace y cuál menor.

Datos: Electronegatividades de Pauling: O=3,5; H=2,1; C=2,5; Cl=3,0.

36. Dado el elemento A ($Z=17$), justifique cuál o cuáles de los siguientes elementos, B ($Z=19$), C ($Z=35$) y D ($Z=11$):

- a) Se encuentran en su mismo periodo.
b) Se encuentran en su mismo grupo.
c) Son más electronegativos.
d) Tienen menor energía de ionización.

37. Sabiendo que las temperaturas de 3550, 650, -107 y -196 °C corresponden a las temperaturas de fusión de los compuestos nitrógeno, aluminio, diamante y tricloruro de boro:

- a) Asigne a cada compuesto el valor que le corresponde a su temperatura de fusión y justifique esta asignación.
b) Justifique los tipos de enlaces y/o las fuerzas intermoleculares que están presentes en cada uno de los compuestos cuando se encuentran en estado sólido.

38. Considere las moléculas: OF_2 , BI_3 , CCl_4 , C_2H_2 .

- a) Escriba sus representaciones de Lewis.
b) Indique razonadamente sus geometrías moleculares utilizando la teoría de hibridación de orbitales o bien la teoría de la repulsión de pares electrónicos.
c) Justifique cuáles son moléculas polares.
d) ¿Qué moléculas presentan enlaces múltiples?

39. Un electrón de un átomo de hidrógeno salta desde el estado excitado de un nivel de energía de número cuántico principal $n=3$ a otro de $n=1$. Calcule:

- a) La energía y la frecuencia de la radiación emitida, expresadas en $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ y en Hz respectivamente.
b) Si la energía de la transición indicada incide sobre un átomo de rubidio y se arranca un electrón que sale con una velocidad de $1670 \text{ km}\cdot\text{s}^{-1}$ ¿Cuál será la energía de ionización del rubidio?

Datos: $R_H = 2,18\cdot 10^{-18} \text{ J}$; $N_A = 6,023\cdot 10^{23} \text{ atoms}\cdot\text{mol}^{-1}$; $h = 6,63\cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$; $m_{\text{electrón}} = 9,11\cdot 10^{-31} \text{ kg}$

40. Considere los elementos con números atómicos 4, 11, 17 y 33:

- a) Escriba la configuración electrónica señalando los electrones de la capa de valencia.
b) Indique a qué grupo del sistema periódico pertenece cada elemento y si son metales o no metales. c) ¿Cuál es el elemento más electronegativo y cuál el menos electronegativo?
d) ¿Qué estados de oxidación serán los más frecuentes para cada elemento?

41. Dadas las moléculas HCl , KF y CH_2Cl_2 :

- a) Razone el tipo de enlace presente en cada una de ellas utilizando los datos de electronegatividad.
 b) Escriba la estructura de Lewis y justifique la geometría de las moléculas que tienen enlaces covalentes. Datos: Valores de electronegatividad: K = 0,8; H = 2,1; C = 2,5; Cl = 3,0; F = 4,0.

42. Considere las siguientes moléculas: H₂O, HF, H₂, CH₄ y NH₃.
 Conteste justificadamente a cada una de las siguientes cuestiones:

- a) ¿Cuál o cuáles son polares?
 b) ¿Cuál presenta el enlace con mayor contribución iónica?
 c) ¿Cuál presenta el enlace con mayor contribución covalente?
 d) ¿Cuál o cuáles pueden presentar enlace de hidrógeno?

43. Dados los elementos A, B y C, de números atómicos 6, 11 y 17 respectivamente, indique:

- a) La configuración electrónica de cada uno de ellos.
 b) Su situación en la tabla periódica (grupo y período).
 c) El orden decreciente de electronegatividad.
 d) Las fórmulas de los compuestos formados por C con cada uno de los otros dos, A y B, y el tipo de enlace que presentan al unirse.

44. Si la energía de ionización del K gaseoso es de 418 kJ·mol⁻¹:

- a) Calcule la energía mínima que ha de tener un fotón para poder ionizar un átomo de K.
 b) Calcule la frecuencia asociada a esta radiación y, a la vista de la tabla, indique a qué región del espectro electromagnético pertenece.
 c) ¿Podría ionizarse este átomo con luz de otra región espectral? Razone la respuesta. En caso afirmativo, indique una zona del espectro que cumpla dicho requisito.

$\lambda(\text{m})$	10^{-1}	10^{-3}	10^{-6}	$4 \cdot 10^{-7}$	$3 \cdot 10^{-9}$	10^{-12}
Radio	Microondas	Infrarrojo	Visible	Ultravioleta	Rayos X	Rayos γ

Datos: $h = 6,63 \cdot 10^{-34}$ J·s; $c = 3,0 \cdot 10^8$ m·s⁻¹; Número de Avogadro = $6,023 \cdot 10^{23}$ mol⁻¹

45. Dadas las siguientes moléculas: BeCl₂, Cl₂CO, NH₃ y CH₄.

- a) Escriba las estructuras de Lewis.
 b) Determine sus geometrías (puede emplear la Teoría de Repulsión de Pares Electrónicos o de Hibridación).
 c) Razone si alguna de las moléculas puede formar enlaces de hidrógeno.
 d) Justifique si las moléculas BeCl₂ y NH₃ son polares o no polares.

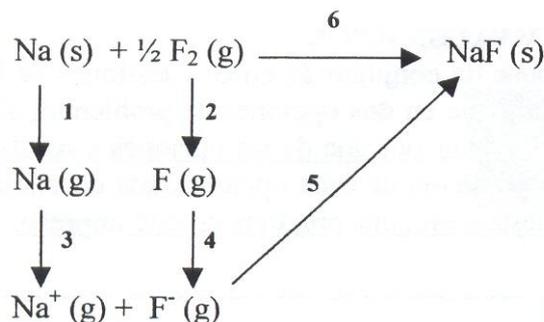
Datos: Números atómicos (Z): Be = 4, Cl = 17, C = 6, O = 8, N = 7, H = 1

46. Considere los compuestos BaO; HBr, MgF₂ y CCl₄

- a) Indique su nombre.
 b) Razone el tipo de enlace que posee cada uno.
 c) Explique la geometría de la molécula CCl₄.
 d) Justifique la solubilidad en agua de los compuestos que tienen enlace covalente.

47. A partir del esquema del ciclo de Born-Haber para el fluoruro de sodio:

- Nombre las energías implicadas en los procesos 1, 2 y 3.
- Nombre las energías implicadas en los procesos 4, 5 y 6.
- Justifique si son positivas o negativas las energías implicadas en los procesos 1, 2, 3, 4 y 5.
- En función del tamaño de los iones justifique si la energía reticular del fluoruro sódico será mayor o menor, en valor absoluto, que la del cloruro de sodio. Justifique la respuesta.



48. Para el elemento alcalino del tercer periodo y para el segundo elemento del grupo de los halógenos:

- Escriba sus configuraciones electrónicas.
- Escriba los cuatro números cuánticos del último electrón de cada elemento.
- ¿Qué elemento de los dos indicados tendrá la primera energía de ionización menor? Razone la respuesta.
- ¿Cuál es el elemento que presenta mayor tendencia a perder electrones? Razone la respuesta.

49. Sabiendo que el boro es el primer elemento del grupo trece del Sistema Periódico, conteste razonadamente si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- La energía de ionización es la energía que desprende un átomo, en estado gaseoso, cuando se convierte en ión positivo.
- La energía de ionización del boro es superior a la del litio ($Z=3$).
- La configuración electrónica del boro le permite establecer tres enlaces covalentes.
- El átomo de boro en el BH_3 tiene un par de electrones de valencia.

50. La configuración electrónica del último nivel energético de un elemento es $4s^2 4p^3$. De acuerdo con este dato:

- Deduzca la situación de dicho elemento en la tabla periódica.
- Escriba los valores posibles de los números cuánticos para su último electrón.
- Deduzca cuántos protones tiene un átomo de dicho elemento.
- Deduzca los estados de oxidación más probables de este elemento.

51. Para las siguientes especies: Br_2 , NaCl , H_2O y Fe . a) Razone el tipo de enlace presente en cada caso. b) Indique el tipo de interacción que debe romperse al fundir cada compuesto. c) ¿Cuál tendrá un menor punto de fusión? d) Razone qué compuesto/s conducirá/n la corriente en estado sólido, cuál/es lo hará/n en estado fundido y cuál/es no conducirá/n la corriente eléctrica en ningún caso.

52. Sabiendo que la energía que posee el electrón de un átomo de hidrogeno en su estado fundamental es 13,625 eV, calcule: a) La frecuencia de la radiación necesaria para ionizar el hidrógeno. b) La longitud de onda en nm y la frecuencia de la radiación emitida cuando el electrón pasa del nivel $n = 4$ al $n = 2$.

Datos: $h = 6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$; $e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$; $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m}\cdot\text{s}^{-1}$

53. Dadas las siguientes configuraciones electrónicas de los niveles de energía más externos, identifique el grupo de la Tabla Periódica al que pertenecen. Indique el símbolo, el número

atómico y el periodo del primer elemento de dicho grupo: a) $ns^2 np^4$ b) ns^2 c) $ns^2 np^1$ d) $ns^2 np^5$.

54. Dados los siguientes compuestos: NaH, CH₄, H₂O, CaH₂ y HF. Conteste razonadamente:

- ¿Cuáles tienen enlace iónico y cuáles enlace covalente?
- ¿Cuáles de las moléculas covalentes son polares y cuáles no polares?
- ¿Cuáles presentan enlace de hidrógeno?
- Atendiendo únicamente a la diferencia de electronegatividad, ¿cuál presenta la mayor acidez?

55. Dados los siguientes elementos: F, P, Cl y Na.

- Indique su posición (periodo y grupo) en el sistema periódico.
- Determine sus números atómicos y escriba sus configuraciones electrónicas.
- Ordene razonadamente los elementos de menor a mayor radio atómico.
- Ordene razonadamente los elementos en función de su primera energía de ionización.

56. Dadas las siguientes moléculas: PH₃, H₂S, CH₃OH, BI₂.

- Escriba sus estructuras de Lewis.
- Razone si forman o no enlaces de hidrógeno.
- Deduzca su geometría aplicando la teoría de hibridación.
- Explique si estas moléculas son polares o apolares.

57. Para cada uno de los elementos con la siguiente configuración electrónica en los niveles de energía más externos: A= $2s^2 2p^4$; B= $2s^2$; C= $3s^2 3p^2$; D= $3s^2 3p^5$

- Identifique el símbolo del elemento, el grupo y el periodo en la Tabla Periódica.
- Indique los estados de oxidación posibles para cada uno de esos elementos.
- Justifique cuál tendrá mayor radio atómico, A o B.
- Justifique cuál tendrá mayor electronegatividad, C o D.

58. Dados los siguientes compuestos: H₂S, BCl₃ y N₂.

- Escriba sus estructuras de Lewis
- Deduzca la geometría de cada molécula por el método RPECV o a partir de la hibridación.
- Deduzca cuáles de las moléculas son polares y cuáles no polares.
- Indique razonadamente la especie que tendrá un menor punto de fusión.

59. En el espectro del átomo hidrógeno hay una línea situada a 434,05 nm.

- Calcule ΔE para la transición asociada a esa línea expresándola en $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$.
- Si el nivel inferior correspondiente a esa transición es $n=2$, determine cuál será el nivel superior.

Datos: $h= 6,62\cdot 10^{-34}$ J·s; $N_A= 6,023\cdot 10^{23}$; $R_H= 2,180\cdot 10^{-18}$ J; $c= 3\cdot 10^8$ m·s⁻¹

60. Dados los elementos Na, C, Si y Ne:

- Escriba sus configuraciones electrónicas.
- ¿Cuántos electrones desapareados presenta cada uno en su estado fundamental?
- Ordénelos de menor a mayor primer potencial de ionización. Justifique la respuesta.
- Ordénelos de menor a mayor tamaño atómico. Justifique la respuesta.

61. A las siguientes especies: X⁻, Y y Z⁺, les corresponden los números atómicos 17, 18 y 19, respectivamente.

- Escriba la configuración electrónica de cada una de ellas.

b) Ordene razonadamente, de menor a mayor, las diferentes especies según su tamaño y su energía de ionización.

c) ¿Qué especies son X^- e Y ?

d) ¿Qué tipo de enlace presenta ZX ? Describa brevemente las características de este enlace.

62. Dadas las siguientes moléculas: CH_4 , NH_3 , SH_2 , BH_3 .

a) Justifique sus geometrías moleculares en función de la hibridación del átomo central.

b) Razone qué moléculas serán polares y cuáles apolares.

c) ¿De qué tipo serán las fuerzas intermoleculares en el CH_4 ?

d) Indique, razonadamente, por qué el NH_3 es el compuesto que tiene mayor temperatura de ebullición.

63. Justifique si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

a) Los metales alcalinos no reaccionan con los halógenos.

b) Los metales alcalinos reaccionan vigorosamente con el agua.

c) Los halógenos reaccionan con la mayoría de los metales, formando sales iónicas.

d) La obtención industrial de amoníaco a partir de hidrógeno y nitrógeno moleculares es un proceso rápido a temperatura ambiente, aunque no se utilicen catalizadores.

64. La primera y segunda energía de ionización para el átomo A, cuya configuración electrónica es $1s^2 2s^1$, son 520 y $7300 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$, respectivamente:

a) Indique qué elemento es A, así como el grupo y periodo a los que pertenece.

b) Defina el término energía de ionización. Justifique la gran diferencia existente entre los valores de la primera y la segunda energía de ionización del átomo A.

c) Ordene las especies A, A^+ y A^{2+} de menor a mayor tamaño. Justifique la respuesta.

d) ¿Qué elemento presenta la misma configuración electrónica que la especie iónica A^+ ?

65. Considere los elementos A ($Z = 12$) y B ($Z = 17$). Conteste razonadamente:

a) ¿Cuáles son las configuraciones electrónicas de A y de B?

b) ¿Cuál es el grupo, el periodo, el nombre y el símbolo de cada uno de los elementos?

c) ¿Cuál tendrá mayor su primera energía de ionización?

d) ¿Qué tipo de enlace que se puede formar entre A y B? ¿Cuál será la fórmula del compuesto resultante? ¿Será soluble en agua?

6. QUÍMICA ORGÁNICA

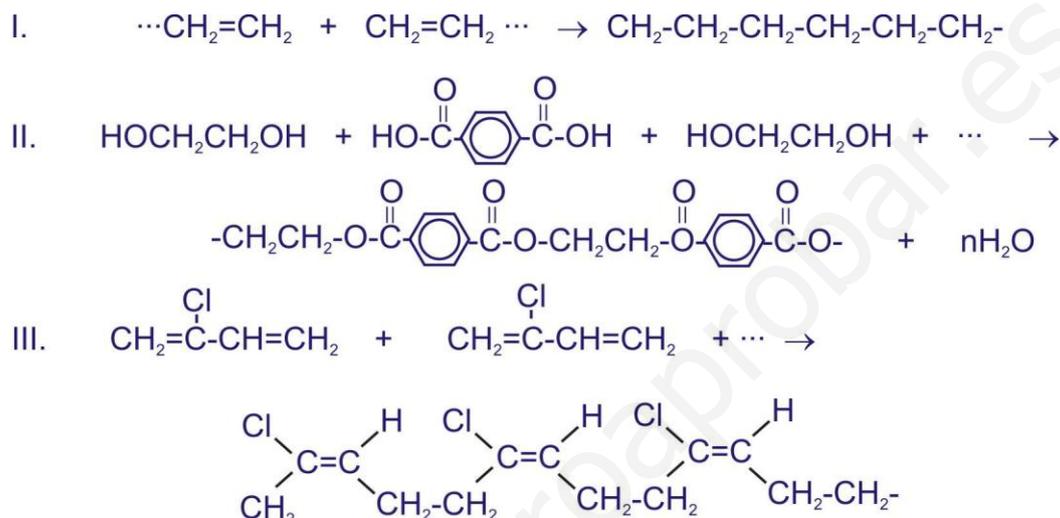
1. Las siguientes reacciones son las de obtención de los polímeros: Nylon (poliester), Neopreno y polietileno.

a) Identifique cada uno de ellos.

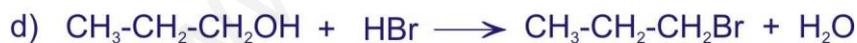
b) Justifique si son polímeros de adición o de condensación.

c) Nombre cada uno de los grupos funcionales que aparecen en sus moléculas.

d) ¿Dependen las propiedades de la longitud de la cadena? ¿y del grado de entrecruzamiento?



2. Clasifique las siguientes reacciones según el tipo al que pertenecen y justifique la respuesta:



3. Un hidrocarburo etilénico A da, por oxidación con KMnO_4 , acetona y un ácido monocarboxílico B de masa molecular 74. Determine:

a) La masa molecular de A y la fórmula de B.

b) ¿Qué volumen de oxígeno a 1 atm y 25 °C se consumiría en la combustión completa de un mol de hidrocarburo A?

Datos: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{l}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$. Masas atómicas: C = 12,0; H = 1,0.

$$P\cdot V = n\cdot R\cdot T \Rightarrow 1\cdot V = 9\cdot 0,082\cdot 298 \Rightarrow \boxed{V = 220 \text{ L de O}_2}$$

4. Diga si las siguientes reacciones son de adición, de eliminación o de sustitución y justifique la respuesta teniendo en cuenta los grupos funcionales de reactivos y de productos:

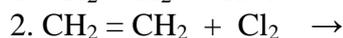
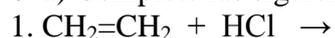
- Obtención de alquenos a partir de alcoholes.

- Obtención de derivados halogenados aromáticos a partir del benceno.

- Obtención de ésteres por reacción de alcoholes con ácidos.
- Obtención de derivados halogenados saturados a partir de alquenos.

5. Razone: a) Si los hidrocarburos saturados pueden adicionar átomos de halógeno.
 b) Si los hidrocarburos etilénicos dan reacciones de adición con los halogenuros de hidrógeno.
 c) Cuántas moléculas de Bromo podría adicionar un hidrocarburo lineal de fórmula C_6H_6 .
 d) Formular y nombrar el derivado trihalogenado más probable del benceno. Justifique la respuesta.

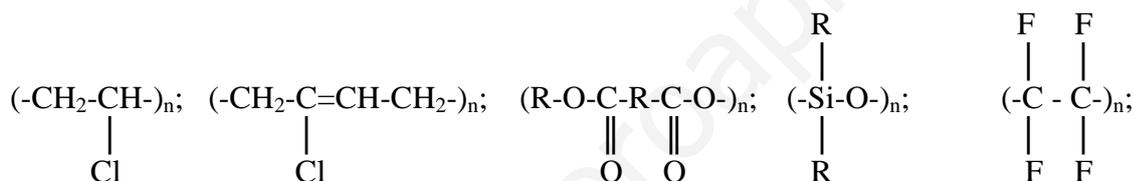
6. a) Complete las siguientes reacciones:



b) Razone si las mismas pueden catalogarse como redox y cual de los reactivos sería el oxidante y cual el reductor, indicando los números de oxidación del carbono en reactivos y productos.

7. Dadas las siguientes estructuras poliméricas:

Policloruro de vinilo; Teflón (tetrafluoretileno); Cloropreno (Neopreno); Silicona y Poliéster.



a) Asocie cada una de ellas con su nombre y escriba cuales son polimeros elastómeros y cuales termoplásticos.

b) Enumerar, al menos un uso doméstico o industrial de cada una de ellas.

c) Señale al menos dos polímeros cuyo mecanismo o polimerización sea por adición.

8. a) A una muestra de 100 g de un hidrocarburo lineal C_4H_2 (A) se le adiciona hidrógeno. Calcule el volumen de hidrógeno medido a 700 mm Hg de presión y a una temperatura de 50 °C que habría reaccionado si el producto obtenido fuese C_4H_6 (B).

b) Calcule cuantos moles de ácido bromhídrico habría que añadir al C_4H_6 obtenido para que desaparezcan totalmente los dobles enlaces (C).

c) Formule y nombre los productos A, B y C y escriba las reacciones que tienen lugar en los apartados a) y b).

Datos: Masas atómicas C = 12; H = 1

9. Escriba las reacciones completas de:

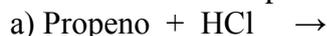
a) Deshidratación del etanol.

b) Sustitución del OH del etanol por un halógeno.

c) Oxidación del etanol.

d) Acido acético con etanol.

10. Predecir los productos para cada una de las siguientes reacciones formulando y nombrando los compuestos que intervienen:



- b) 2-Buteno + H_2O + $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
c) Benceno + Br_2 + $\text{FeBr}_3 \rightarrow$
d) 1-Bromo-3-metilbutano + $\text{NaOH} \rightarrow$

11. a) Escriba las fórmulas (semidesarrolladas) de los siguientes compuestos:

3-metil-1-clorobutano; 3-metil-1-pentino; 2-metil-2-propanol; 2,4-pentanodiona

b) Utilizando algunos de los compuestos anteriores escriba un ejemplo de reacción de sustitución, otro de eliminación y otro de adición.

12. Al quemar 2,34 g de un hidrocarburo se forman 7,92 g de dióxido de carbono y 1,62 g de vapor de agua. A 85°C y 700 mm de Hg de presión, la densidad del hidrocarburo gaseoso es 2,45 g/l.

a) Determine la masa molecular y la fórmula de dicho hidrocarburo.

b) ¿Qué volumen de oxígeno gaseoso a 85°C y 700 mm de Hg de presión, se necesita para quemar totalmente los 2,34 g de este hidrocarburo?

Datos: Masas atómicas: O = 16,0; C = 12,0 e H = 1.

13. a) Complete y formule la siguiente secuencia de reacciones y nombre los compuestos obtenidos:

1) Propeno + $\text{HBr} \rightarrow$

2) 1-Propanol en medio ácido sulfúrico concentrado \rightarrow

3) 1-Bromopropano + $\text{NaOH} \rightarrow$

b) Calcule los gramos de propeno que reaccionarían con hidrógeno, para dar 100 litros de propano en condiciones normales, suponiendo que el rendimiento de la reacción es del 60 %.

Datos: Masas atómicas: C = 12,0; H = 1,0

14. a) Formule y nombre todos los posibles hidrocarburos de fórmula C_5H_{10} que sean isómeros de cadena abierta.

b) Escriba las reacciones que tendrán lugar al adicionar HBr a cada uno de los isómeros de cadena lineal (no ramificada) del apartado a).

15. En condiciones adecuadas, el 1,1,2,2-tetrafluoreteno se polimeriza dando politetrafluoroetileno (teflón), un polímero muy usado como revestimiento antiadherente para utensilios de cocina.

a) Formule la reacción de la polimerización.

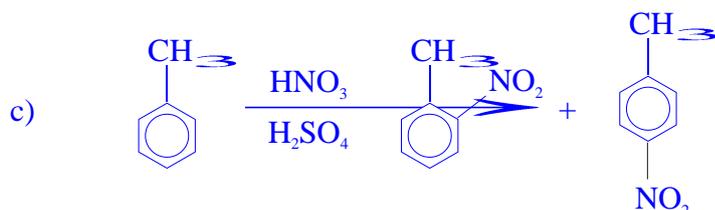
b) Justifique si se trata de una polimerización por adición o por condensación.

c) Razone si el polímero es un homopolímero o un copolímero.

d) Las propiedades físicas del polímero se deben sobre todo al elevado porcentaje de flúor que contiene el monómero, ¿cuál es dicho porcentaje?

Masa atómicas: C = 12,0, F = 19,1

16. Indica de qué tipo son las reacciones siguientes y nombra los compuestos orgánicos que intervienen en las mismas.



17. El ácido adípico (hexanodioico), es una de las materias primas que se utilizan en la fabricación del nylon, se obtiene comercialmente oxidando el ciclohexano con oxígeno, formándose también agua.

a) Formule y ajuste la reacción correspondiente.

b) Si se utilizan 50,0 g de ciclohexano, ¿qué cantidad teórica de ácido adípico debería obtenerse?

c) Si en la reacción anterior se obtienen 67,0 g de ácido adípico. ¿Cuál es el rendimiento de la reacción? Datos: Masas atómicas: C = 12,0; H = 1,0; O = 16,0.

18. Complete las siguientes reacciones orgánicas, formulando y nombrando los reactivos y los productos obtenidos en cada caso:

a) ácido etanoico + 1-propanol (en medio ácido sulfúrico)

b) 2-butanol + ácido sulfúrico

c) 2-buteno + bromuro de hidrógeno

d) 2-clorobutano + hidróxido de potasio (en medio etanólico)

19. Conteste a cada uno de los siguientes apartados, referidos a compuestos de cadena abierta:

a) ¿Qué grupos funcionales pueden tener los compuestos de fórmula molecular $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}\text{O}$?

b) ¿Qué compuestos tienen por fórmula molecular $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$?

c) Escriba las fórmulas semidesarrolladas y nombre todos los compuestos de fórmula molecular $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$.

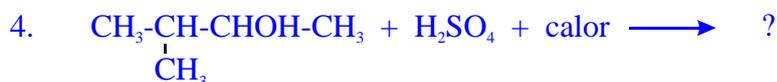
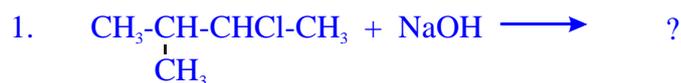
d) Escriba las fórmulas semidesarrolladas de los compuestos etilamina y etanamida (acetamida).

20. Al tratar 2-buteno con ácido clorhídrico se obtiene un compuesto A de fórmula $\text{C}_4\text{H}_9\text{Cl}$. Al tratar este compuesto A con hidróxido potásico se obtiene un producto B de fórmula $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$, que por reacción con ácido sulfúrico en caliente origina dos compuestos de fórmula C_4H_8 , siendo el producto mayoritario el 2-buteno.

a) Escriba las reacciones de la secuencia que se indica en el problema y nombre todos los compuestos orgánicos implicados.

b) Calcule los gramos de B que se obtendrían a partir de 1,5 gramos de 2-buteno, sabiendo que en la formación de A el rendimiento ha sido del 67 % y en la formación de B, del 54 %. Masas atómicas: C = 12,0; H = 1,0; O = 16,0.

21. a) Complete las siguientes reacciones:



b) Nombre los reactivos y productos orgánicos de cada una de las reacciones.

c) Indique en cada caso el tipo de reacción de que se trata.

22. Las poliamidas, también llamadas nailones, poseen una gran variedad de estructuras. Una de ellas, el nailon 6,6 se obtiene a partir del ácido hexanodioico y de la 1,6-hexanodiamina siguiendo el esquema que se indica a continuación:



a) Formule los compuestos que aparecen en la reacción.

b) ¿Qué tipo de reacción química se da en este proceso?

c) ¿Qué otro tipo de reacción de obtención de polímeros sintéticos conoce? Ponga un ejemplo de uno de estos polímeros y mencione alguna aplicación del mismo.

23. Si se somete al hidrocarburo $\text{C}_{10}\text{H}_{18}$ a combustión completa:

a) formule y ajuste la reacción de combustión que se produce

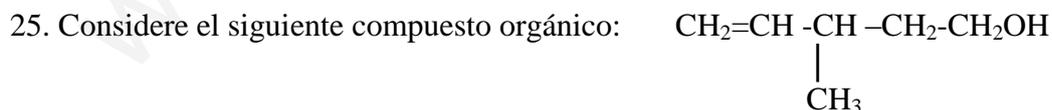
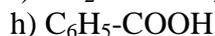
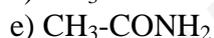
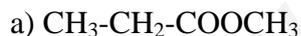
b) calcule el número de moles de O_2 que se consumen en la combustión completa de 276 g de hidrocarburo

c) determine el volumen de aire, a 25 °C y 1 atm, necesario para la combustión completa de dicha cantidad de hidrocarburo.

Datos.- $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$; Masas atómicas: H = 1,0, C = 12,0

Considere que el aire en las condiciones dadas contiene el 20 % en volumen de oxígeno.

24. Escriba el nombre de los compuestos que se indican a continuación:



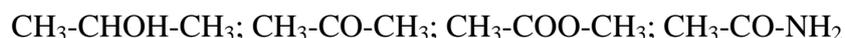
a) Escriba su nombre sistemático.

b) Plantee y formule una posible reacción de eliminación, en donde intervenga este compuesto.

c) Plantee y formule una reacción de adición a su doble enlace.

d) Plantee y formule una reacción de sustitución en donde intervenga este compuesto.

26. Considere las siguientes moléculas:



- a) Escriba sus nombres e identifique los grupos funcionales.
b) ¿Cuáles de estos compuestos darían propeno mediante una reacción de eliminación? Escriba la reacción.

27. Complete y formule las siguientes reacciones orgánicas, indique en cada caso de qué tipo de reacción se trata y el nombre los productos obtenidos en cada una de ellas.

- a) ácido propanoico + etanol + H^+ \longrightarrow
b) 2-metil-2-buteno + ácido bromhídrico \longrightarrow
c) 1-bromobutano + hidróxido de potasio \longrightarrow
d) propino + hidrógeno (exceso) + catalizador \longrightarrow

28. La fórmula molecular $C_4H_8O_2$ ¿a qué sustancia o sustancias de las propuestas a continuación corresponde? Justifique la respuesta escribiendo en cada caso su fórmula molecular y desarrollada.

- a) Ácido butanoico.
b) Butanodial.
c) 1,4-butanodiol.
d) Ácido 2-metilpropanoico

29. Formule las reacciones orgánicas que se proponen a continuación. Indique el tipo de reacción que participa en cada caso y nombre todos los compuestos orgánicos formados en ellas.

- a) *Propanol* $\xrightarrow{H_2SO_4 \text{ y calor}}$
b) 1-*Buteno* \xrightarrow{HCl}
c) 2-*cloropropano* \xrightarrow{NaOH}
d) *Propino* + 2 H_2 $\xrightarrow{\text{catalizador}}$

30. El etanoato de etilo (acetato de etilo) se produce industrialmente para su utilización como disolvente.

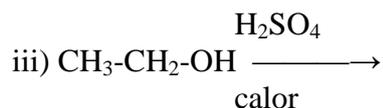
- a) Escriba la reacción de esterificación para obtener etanoato de etilo.
b) Sabiendo que se trata de un equilibrio químico, indicar cómo se podría aumentar el rendimiento de la producción de dicho éster.
c) ¿Pueden obtenerse polímeros o macromoléculas con reacciones de esterificación? Mencione algún ejemplo de aplicación industrial.
d) Explique si existe efecto mesómero en el grupo funcional del etanoato de etilo.

31. Indique si cada una de las siguientes afirmaciones es verdadera o falsa y justifique las respuestas formulando la reacción a que se alude:

- a) El doble enlace de un alqueno puede incorporar hidrógeno y convertirse en un alcano.
b) La reducción de un grupo funcional aldehído conduce a un grupo ácido.
c) Las aminas son compuestos básicos.
d) La deshidratación del etanol, por el ácido sulfúrico, produce etino.

32. Para cada una de las siguientes reacciones:

- i) $CH_3-CH_2-COOH + CH_3OH \rightarrow$
ii) $CH_2=CH_2 + Br_2 \rightarrow$



- a) Complete las reacciones.
 b) Nombre los productos y los reactivos orgánicos. Diga de qué tipo de reacción se trata en cada caso.

33. En una cámara cerrada de 10 litros a la temperatura de 25 °C se introduce 0,1 mol de propano con la cantidad de aire necesaria para que se encuentre en proporciones estequiométricas con el O₂. A continuación se produce la reacción de combustión del propano en estado gaseoso, alcanzándose la temperatura de 500 °C.

- a) Ajuste la reacción que se produce.
 b) Determine la fracción molar de N₂ antes y después de la combustión.
 c) Determine la presión total antes y después de la combustión.
 Datos: R = 0,082 atm·L·mol⁻¹·K⁻¹; Composición del aire: 80% N₂, 20% O₂.

34. Para cada una de las reacciones químicas que se escriben a continuación, formule los productos, nombre reactivos y productos e indique de que tipo de reacción se trata.

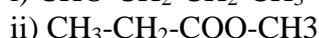
- a) $\text{CH}_3\text{-CH=CH-CH}_3 + \text{HCl} \rightarrow$
 b) $\text{CH}_3\text{-CH=CH}_2 + \text{H}_2 \rightarrow$
 c) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{-OH} + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{calor} \rightarrow$
 d) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH(CH}_3\text{)-CH}_2\text{Cl} + \text{NaOH} \rightarrow$

35. Justifique si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones, formulando los productos de reacción:

- a) $\text{CH}_3\text{-CHOH-CH}_3 \xrightarrow[\text{calor}]{\text{H}_2\text{SO}_4}$ se obtiene propeno como único producto de eliminación.
 b) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{OH} + \text{CH}_3\text{COOH} \xrightarrow{\text{H}^+}$ Se obtiene acetato de propilo como producto de condensación o esterificación.
 c) $\text{CH}_3\text{-CH=CH-CH}_2\text{-CH}_3 + \text{HCl} \rightarrow$ Se obtiene 2-cloropenteno y 3-cloropenteno como productos de sustitución.
 d) $\text{ClCH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3 + \text{KOH} \xrightarrow{\text{etanol}}$ Se obtiene propanal como producto de adición.

36. a) Formule los siguientes compuestos orgánicos: 2-propanol; 2-metil-1-buteno; ácido butanoico; N-metil-etilamina.

b) Nombre los siguientes compuestos orgánicos:



c) Escriba la reacción de obtención de ii) e indique de que tipo de reacción se trata.

37. Dadas las fórmulas siguientes: C₃H₆O, C₃H₆O₂ y C₃H₈O. a) Escriba todas las posibles estructuras semidesarrolladas para las moléculas monofuncionales que respondan a las

fórmulas anteriores (excluir las estructuras cíclicas). b) Nombre sistemáticamente todos los compuestos.

38. Escriba las formulas desarrolladas e indique el tipo de isomería que presentan entre sí las siguientes parejas de compuestos:

- Propanal y propanona;
- 1-buteno y 2-buteno;
- 2,3-dimetilbutano y 3-metilpentano.
- Etilmetiléter y 1-propanol.

39. Para cada una de las siguientes reacciones, formule y nombre los productos mayoritarios que se puedan formar y nombre los reactivos orgánicos.

- $CH_3 - CH_2 - CHO - CH_3 \xrightarrow{H_2SO_4}$
- $CH_3OH + CH_3 - COOH \xrightarrow{H^+}$
- $CH_3 - CH = CH - CH_3 + HCl \longrightarrow$
- $ClCH_2 - CH_2 - CH_3 + KOH \longrightarrow$

40. Dados los pares de compuestos orgánicos siguientes, indique sus nombres y justifique que tipo de isomería presentan:

- $CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_3$ y $CH_3 - \underset{\substack{| \\ CH_3}}{C}H - CH_3$
- $CH_3 - CHO - CH_3$ y $CH_3 - CH_2 - CH_2OH$
- $CH_3 - CH_2 - CHO$ y $CH_3 - CO - CH_3$
- $CH_2 = CH - CH_2 - CH_3$ y $CH_3 - CH = CH - CH_3$

41. Dadas las fórmulas siguientes: CH_3OH , CH_3CH_2COOH , CH_3COOCH_3 y CH_3CONH_2

- Diga cuál es el nombre del grupo funcional presente en cada una de las moléculas.
- Nombre todos los compuestos.
- Escriba la reacción que tiene lugar entre CH_3OH y CH_3CH_2COOH .
- ¿Qué sustancias orgánicas (estén o no entre las cuatro anteriores) pueden reaccionar para producir CH_3COOCH_3 ? Indique el tipo de reacción que tiene lugar.

42. Indique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas y justifique las respuestas escribiendo la reacción química adecuada:

- Los ésteres son compuestos que se pueden obtener por reacción de alcoholes y ácidos orgánicos.
- El eteno puede producir reacciones de adición.
- Los alcoholes se reducen produciendo ácidos orgánicos.
- La deshidratación del etanol por el ácido sulfúrico produce eteno.

43. Escriba un ejemplo representativo para cada una de las siguientes reacciones orgánicas, considerando únicamente compuestos reactivos con 2 átomos de carbono. Formule y nombre los reactivos implicados:

- Reacción de sustitución en derivados halogenados por grupos hidroxilo.
- Reacción de esterificación.
- Reacción de eliminación (Alcoholes con H_2SO_4 concentrado)
- Reacción de oxidación de alcoholes

44. Complete las siguientes reacciones químicas, indique en cada caso de qué tipo de reacción se trata y nombre todos los reactivos que intervienen y los productos orgánicos resultantes:



45. El acetileno o etino (C_2H_2) se obtiene por reacción del carburo de calcio (CaC_2) con agua.

a) Formule y ajuste la reacción de obtención del acetileno, si se produce además hidróxido de calcio.

b) Calcule la masa de acetileno formada a partir de 200 g de un carburo de calcio del 85 % de pureza.

c) ¿Qué volumen de acetileno gaseoso se produce a 25 °C y 2 atm con los datos del apartado anterior?

Datos. = 0,082 atm·L·K⁻¹·mol⁻¹; masas atómicas: Ca = 40, C = 12, H = 1



a) Indique su nombre sistemático

b) Escriba su reacción con yoduro de hidrógeno e indique el nombre del producto mayoritario.

c) Formule y nombre los isómeros de posición del compuesto del enunciado.

47. Complete las siguientes reacciones con el producto orgánico mayoritario. Nombre todos los compuestos orgánicos presentes, e indique el tipo de cada una de las reacciones.



48. Partiendo del propeno se llevan a cabo la siguiente serie de reacciones:

propeno + agua en presencia de ácido sulfúrico \rightarrow B + C

El producto mayoritario (B) de la reacción anterior con un oxidante fuerte genera el compuesto D y el producto minoritario (C) en presencia de ácido metanoico da lugar al compuesto E.

a) Escriba la primera reacción y nombre los productos B y C.

b) Explique por qué el producto B es el mayoritario.

c) Escriba la reacción en la que se forma D y nómbrelo.

d) Escriba la reacción en la que se forma E y nómbrelo.

49. Sea la reacción: $CH_3-CH=CH_2(g) + HBr(g) \rightarrow \text{Producto}(g)$

a) Complete la reacción e indique el nombre de los reactivos y del producto mayoritario.

b) Calcule ΔH de la reacción.

c) Calcule la temperatura a la que la reacción será espontánea.

Datos. $\Delta S^{\circ}_{\text{reacción}} = -114,5 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$; $\Delta H^{\circ}_f (\text{CH}_3\text{-CH=CH}_2) = 20,4 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; $\Delta H^{\circ}_f (\text{HBr}) = -36,4 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; $\Delta H^{\circ}_f (\text{Producto mayoritario}) = -95,6 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$;

50. El etanol y el dimetil éter son dos isómeros de función, cuyas entalpías de formación son $\Delta H^{\circ}_f (\text{etanol}) = -235 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ y $\Delta H^{\circ}_f (\text{dimetil éter}) = -180 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$.

- Escriba las reacciones de formación y de combustión de ambos compuestos.
- Justifique cuál de las dos entalpías de combustión de estos compuestos es mayor en valor absoluto, teniendo en cuenta que los procesos de combustión son exotérmicos.

51. Se hacen reaccionar 12,2 L de cloruro de hidrógeno, medidos a 25 °C y 1 atm, con un exceso de 1-buteno para dar lugar a un producto P.

a) Indique la reacción que se produce, nombre y formule el producto P mayoritario.

b) Determine la energía Gibbs estándar de reacción y justifique que la reacción es espontánea.

c) Calcule el valor de la entalpía estándar de reacción.

d) Determine la cantidad de calor que se desprende al reaccionar los 12,2 L de HCl.

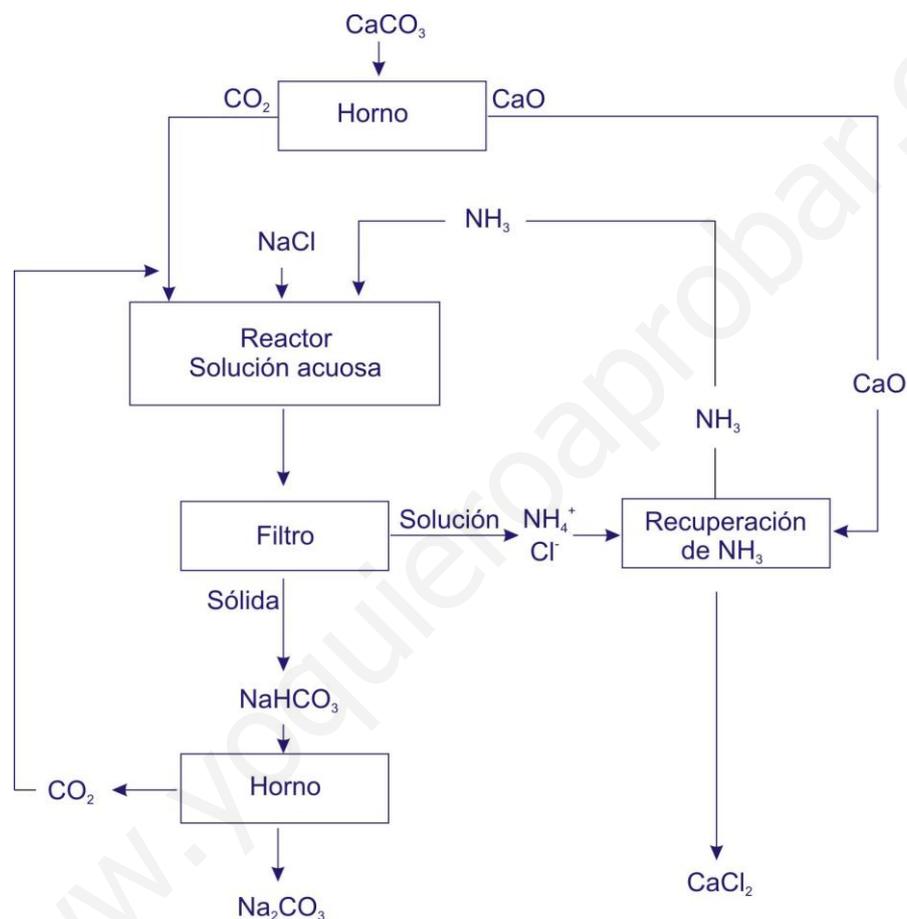
Datos. $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.

	ΔH°_f (kJ·mol ⁻¹)	ΔG°_f (kJ·mol ⁻¹)
1-buteno	-0,54	70,4
HCl	-92,3	-95,2
Producto P	-165,7	-55,1

7. QUÍMICA E INDUSTRIA

1. Dado el diagrama de obtención industrial de la “sosa Solvay”

- Escriba la reacción correspondiente a dicha obtención en la que figuren como reactivos únicamente las materias primas.
- Razóñese si poniendo en contacto dichos reactivos en el laboratorio a temperatura ambiente, se produciría o no la reacción.
- Escriba la reacción que tiene lugar en el reactor. .
- Escriba una reacción ácido-base que tenga lugar en alguna etapa del proceso.

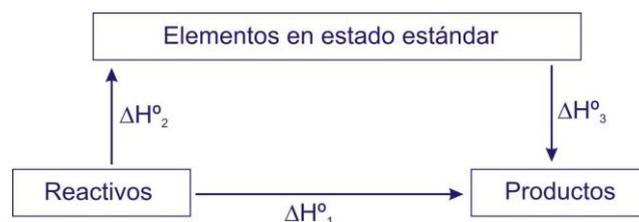


2. Dados los siguientes equilibrios, todos ellos desplazados a la derecha:

- $2\text{Cu}^+ \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+} + \text{Cu}$
- $\text{H}_2\text{S} + 1/2 \text{O}_2 \rightleftharpoons \text{S} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{CO}_2 + 2 \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons (\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$
- $\text{HCl} + \text{NaAc} \rightleftharpoons \text{HAc} + \text{NaCl}$
- $3 \text{Ca}^{2+} + 2 \text{PO}_4^{3-} \rightleftharpoons \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$

- Diga de cada uno de ellos, si es ácido-base, redox, ninguna de las dos cosas, o ambas.
- Elabore una lista con las especies que actúan como oxidantes.
- Elabore una lista con las especies que actúan como reductoras.
- Elabore una lista con las especies que actúan como ácidos.
- Elabore una lista con las especies que actúan como bases.

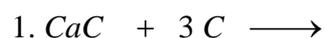
3. Dado el siguiente esquema, Razone qué son ΔH°_1 , ΔH°_2 , ΔH°_3 y si pueden conocerse sus valores, directa o indirectamente, disponiendo de unas tablas.



4. El amoníaco es un compuesto de gran importancia industrial cuya obtención se lleva a cabo a partir de los elementos que lo constituyen.

- Formule la reacción y justifique de qué tipo es (ácido-base, redox...).
- Siendo la reacción exotérmica, por qué se lleva a cabo a elevadas temperaturas.
- ¿Por qué se emplean altas presiones?
- ¿Fue importante, desde el punto de vista socioeconómico el descubrimiento de catalizadores adecuados para acelerar esta reacción?
- Será fácil y económico el montaje de una fábrica de amoníaco.

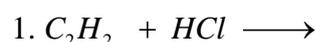
5. El cloruro de polivinilo (PVC) de fórmula $(- \overset{\text{Cl}}{\underset{|}{\text{C}}} \text{H} - \text{CH}_2 -)_n$ es un polímero de adición que se obtiene a partir del cloruro de vinilo. Complete la siguiente serie de reacciones que permiten obtener el monómero, sin utilizar como materia prima ningún producto orgánico. Obtención de acetileno (2 fases sucesivas 1. 2.)



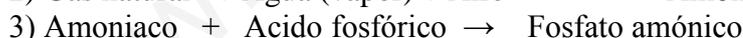
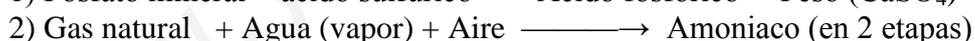
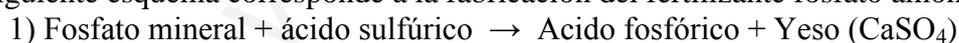
Obtención del HCl (2 fases sucesivas)



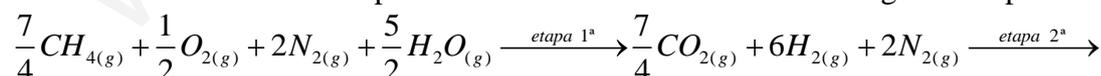
Obtención de cloruro de vinilo (1 fase)



6. El siguiente esquema corresponde a la fabricación del fertilizante fosfato amónico:



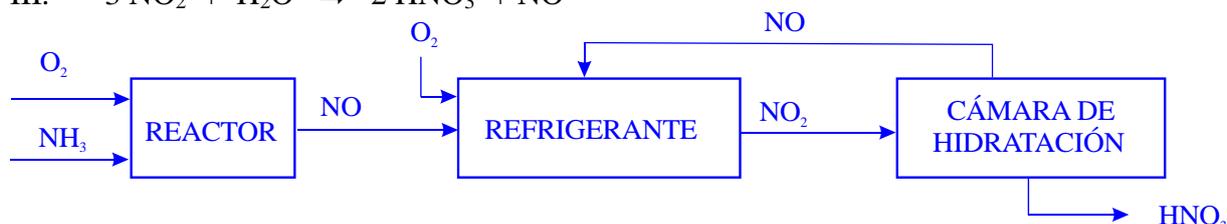
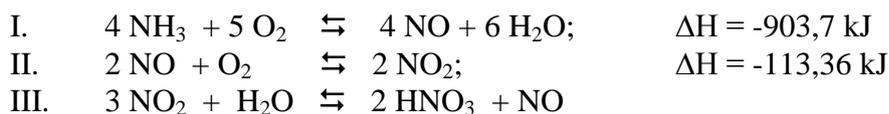
- Indique las materias primas que se encuentran en la naturaleza.
- Escriba la fórmula y el estado físico de cada uno de los reactivos y productos.
- Justifique si en la siguiente reacción las proporciones en que se mezclan los reactivos serían las más convenientes para la obtención del amoníaco en la segunda etapa:



y diga cuál de las materias primas proporciona los productos químicos del primer miembro de la reacción.

7. El SO_2 y el CO_2 se encuentran en la atmósfera como consecuencia de la combustión de derivados del petróleo. Explique cuales son los efectos medioambientales negativos que pueden producir ambos gases.

8. El esquema de obtención industrial del ácido nítrico puede resumirse en las siguientes etapas:



- Escriba los números de oxidación del nitrógeno en cada uno de los compuestos.
- Explique qué tipo de reacción redox se produce en cada una de las etapas del proceso.
- Cómo afectaría un aumento de presión y de temperatura en los equilibrios I y II.
- Observe el esquema adjunto y razone si las etapas I y II se realizan a diferentes temperaturas.

9. La urea $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ se utiliza como fertilizante nitrogenado y se obtiene a partir de CO_2 y NH_3 .

- Escribir la reacción de obtención ajustada, sabiendo que además de urea se produce H_2O .
- Escribir las reacciones de obtención del CO_2 y del NH_3 .
- Cuáles serían los materiales existentes en la naturaleza de los que se partiría para poder llegar a fabricar la urea.
- Si el coste de la urea para el fabricante fuese 60 €/tonelada, el de CO_2 12 €/tonelada y el del amoníaco 36 €/tonelada. ¿Cuanto costaría la fabricación de una tonelada de urea?
 Datos: Masas atómicas C = 12; O = 16; N = 14; H = 1

10. Formule, complete y ajuste las siguientes reacciones, justificando de qué tipo son:

- Cloruro de hidrógeno más amoníaco.
- Carbonato de calcio más calor.
- Cloro más sodio.
- Acido sulfúrico más cinc metal.

11. Un gasóleo de calefacción contiene un 0,11 % en peso de azufre.

- Calcule los litros de dióxido de azufre (medidos a 20 °C y 1 atm) que se producirían al quemar totalmente 100 kg de gasóleo.
- Comente los efectos de las emisiones de dióxido de azufre sobre las personas y el medio ambiente.

Datos: Masas atómicas: S = 32,0; O = 16,0

12. En la combustión de 6,25 g de un hidrocarburo se generan 18,3 g de CO_2 y 11,3 g de H_2O . Determine:

- Su fórmula empírica.
- Su fórmula molecular si su densidad en condiciones normales es de 1,34 g/l.
- El calor desprendido en la reacción
- ¿Podría adicionar este hidrocarburo H_2 ?

Datos: Entalpía de combustión del hidrocarburo: $-1559,8 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; Masas atómicas: C = 12,0; O = 16,0; H = 1,0

13. La síntesis de fertilizantes nitrogenados tiene como base inicial la obtención del amoníaco a partir de sus elementos:

- Escriba dicha reacción de obtención.

- b) Aunque la reacción es exotérmica, a escala industrial se lleva a cabo a temperaturas elevadas. Explique los efectos termodinámicos y cinéticos de este hecho.
- c) Si se utilizase el aire directamente como materia prima ¿Se podría obtener algo más que amoníaco en la reacción? Razone la respuesta.
- d) ¿Por qué tiene importancia socioeconómica el desarrollo de procesos que faciliten la obtención del amoníaco con un buen rendimiento?

14. El amoníaco se obtiene industrialmente a partir de nitrógeno e hidrógeno, de acuerdo con la siguiente reacción:



- a) Explique las razones por las que en esta síntesis se utilizan presiones elevadas y temperatura lo más baja posible.
- b) Razone la necesidad de utilizar catalizadores, ¿ejercen algún efecto sobre el equilibrio?
- c) Indique cuál es la expresión de la constante K_p para dicha reacción.
- d) A la salida de los reactores, el amoníaco formado ha de separarse, del nitrógeno e hidrógeno no reaccionados. ¿Sería posible realizar dicha separación mediante un filtro? Justifique la respuesta

15. Los elementos constitutivos de los combustibles derivados del petróleo son los siguientes: carbono, hidrógeno, azufre, nitrógeno y oxígeno.

- a) Razone cuáles son los productos resultantes de la combustión con aire de los elementos citados.
- b) Indique cuáles de dichos productos son perjudiciales para el medio ambiente así como los principales efectos sobre el mismo

16. Las centrales térmicas (para producir energía eléctrica) son fuentes puntuales de SO_2 , dependiendo la cuantía de las emisiones de dicho gas del tipo de combustible, como se observa en la tabla adjunta. Explique:

Combustible	Emisiones de SO_2 (planta de 1000 MW)
Carbón	93.000 kg/h
Fuel	41.000 kg/h
Gas	0,000 kg/h

- a) ¿Cuál de los tres combustibles contamina más la atmósfera?
- b) ¿Cuál de ellos acidifica menos los suelos cercanos a las centrales?
- c) ¿Se produce en las centrales térmicas algún otro gas con efecto negativo en el medio ambiente?
- d) ¿Por qué se hacen campañas en las ciudades para cambiar las calderas de carbón de la calefacción?

17. La tostación de la pirita (FeS_2) se produce, en presencia de oxígeno, dando como productos el óxido de hierro(III) y el dióxido de azufre.

- a) Escriba la reacción ajustada.
- b) ¿Cuántos kilogramos de óxido de Fe(III) se obtienen al tratar media tonelada de una pirita del 80 % de riqueza en FeS_2 ?
- c) ¿Qué volumen de aire medido en C.N. (273 K y 1 atm) se necesita para tostar dicha cantidad de pirita sabiendo que el aire contiene un 21 % en volumen de O_2 ? (Suponga que el resto de los componentes de la pirita no consumen oxígeno)

Datos: Masas atómicas: Fe = 55,85 ; S = 32,06 ; O = 16,00

18. En la industria la obtención de etino (acetileno) se realiza a partir de carbón y óxido de calcio, obteniéndose acetiluro de calcio (CaC_2) y dióxido de carbono; el acetiluro de calcio a su vez, reacciona con agua y se produce acetileno y óxido de calcio.

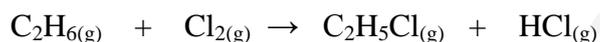
- Escribe y ajusta las reacciones que tienen lugar.
- Si los subproductos de reacción se disuelven en agua, por separado, indique si las disoluciones resultantes serán ácidas o básicas. Justifique la respuesta.

19. La obtención del bismuto metal puede hacerse en dos pasos: El mineral sulfuro de bismuto(III) se somete a tostación en corriente de aire, con lo que se obtiene el óxido del metal y dióxido de azufre. Seguidamente, el óxido de bismuto (III) obtenido se reduce a bismuto metal con carbón, desprendiéndose monóxido de carbono.

- Formule y ajuste las dos reacciones descritas.
- Suponiendo un rendimiento de la reacción del 100%, calcule cuántos kilogramos de mineral se necesitarían para obtener 1 kg de metal, sabiendo que el mineral contiene un 30% de impurezas.
- ¿Cuántos litros de gases (a 1 atm de presión y 273 K), que pueden producir lluvia ácida se emitirían al ambiente en el caso anterior?

Datos: $R = 0,082 \text{ atm l mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$; Masas atómicas: S = 32,1; Bi = 209,0

20. El compuesto HCl se obtiene en la industria como uno de los subproductos de la preparación de derivados halogenados. Una de las reacciones que da lugar a este compuesto es:



- Nombre todos los compuestos implicados en la reacción.
- Indique el tipo de reacción.
- ¿Qué significa que el HCl sea un subproducto de la reacción?
- Proponga un procedimiento más habitual de obtención de HCl.

21. En un recipiente de hierro de 5 L se introduce aire (cuyo porcentaje en volumen es 21 % de oxígeno y 79 % de nitrógeno) hasta conseguir una presión interior de 0,1 atm a la temperatura de 239 °C. Si se considera que todo el oxígeno reacciona y que la única reacción posible es la oxidación del hierro a óxido de hierro (II). Calcule:

- Los gramos de óxido de hierro II que se formarán.
- La presión final en el recipiente.
- La temperatura a la que habría que calentar el recipiente para que se alcance una presión final de 0,1 atm.

Nota: Considere para los cálculos que el volumen del recipiente se mantiene constante y que el volumen ocupado por los compuestos formados es despreciable.

Datos: Masas atómicas: O = 16,0; Fe = 55,8; $R = 0.082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$

22. El petróleo está compuesto por una mezcla compleja de hidrocarburos, además de otras sustancias que contienen nitrógeno y azufre.

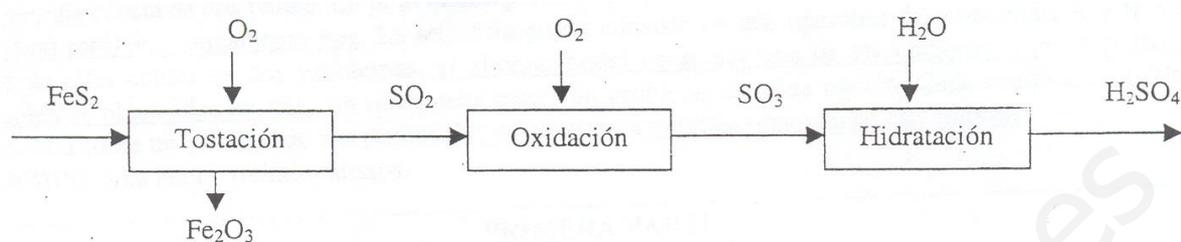
- Indique, justificadamente, los productos resultantes de su combustión.
- ¿Cuáles de estos productos obtenidos resultan perjudiciales para el medio ambiente? ¿Qué efectos producen en la atmósfera?

23. Un lote de sulfato de aluminio se contamina durante su manipulación, siendo necesario determinar su pureza. Se analiza una muestra de 1 g por reacción completa con cloruro de bario, obteniéndose 2 g de sulfato de bario.

- Escriba y ajuste la reacción.

- b) Calcule los gramos de cloruro de bario que reaccionan.
 c) Determine la pureza de la muestra inicial de sulfato de aluminio.
 Datos: Masas atómicas: S = 32,1; O = 16,0; Ba = 137,3; Cl = 35,5; Al = 27,0

24. Uno de los métodos de fabricación industrial de ácido sulfúrico a partir de pirita (disulfuro de hierro (II)), se resume en el siguiente esquema:



- a) Formule y ajuste las reacciones que tienen lugar en cada una de las tres etapas.
 b) ¿Cuál es el porcentaje en peso de azufre que contiene una pirita con el 90% de riqueza?
 c) Si se partiese de 100 kg de pirita del 90% de riqueza, ¿cuántos gramos de ácido sulfúrico se obtendrían sabiendo que el proceso transcurre con un rendimiento del 85 %?
 Datos: Masas atómicas: S=32,1; Fe=55,8; O=16,0; H=1.0

25. Una muestra impura de óxido de hierro (III) (sólido) reacciona con un ácido clorhídrico comercial de densidad $1,19 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$, que contiene el 35 % en peso del ácido puro.

- a) Escriba y ajuste la reacción que se produce, si se obtiene cloruro de hierro (III) y agua.
 b) Calcule la pureza del óxido de hierro (III) si 5 gramos de este compuesto reaccionan exactamente con 10 cm^3 del ácido.
 c) ¿Qué masa de cloruro de hierro (III) se obtendrá?
 Datos. Masas atómicas: Fe = 55,8; O= 16; H = 1; Cl = 35,5.

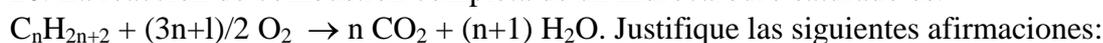
26. El ácido clorhídrico se obtiene industrialmente calentando cloruro de sodio con ácido sulfúrico concentrado.

- a) Formule y ajuste la reacción que tiene lugar.
 b) ¿Cuántos kilogramos de ácido sulfúrico de una concentración del 90 % en peso se necesitará para producir 100 kg de ácido clorhídrico concentrado al 35 % en peso?
 c) ¿Cuántos kilogramos de cloruro de sodio se emplean por cada tonelada de sulfato de sodio obtenido como subproducto?
 Datos. Masas atómicas: H = 1, O= 16; Na = 23; S = 32; Cl = 35,5.

27. En la reacción de hierro metálico con vapor de agua se produce óxido ferroso-férrico (Fe_3O_4) e hidrógeno molecular.

- a) Formule y ajuste la reacción química que tiene lugar.
 b) Calcule el volumen de hidrógeno gaseoso medido a 127°C y 5 atm. que se obtiene por reacción de 558 g de hierro metálico.
 c) ¿Cuántos gramos de óxido ferroso-férrico se obtendrán a partir de 3 moles de hierro?
 d) ¿Cuántos litros de vapor de agua a 10 atm. y 127°C se precisa para reaccionar con los 3 moles de hierro?
 Datos: Masas atómicas: Fe = 55,8; O = 16; R = $0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$.

28. La reacción de combustión completa de un hidrocarburo saturado es:



- a) Si todos los hidrocarburos tuviesen igual valor de entalpía de formación, se desprendería mayor cantidad de energía cuanto mayor fuera el valor de n.
- b) El valor de la entalpía de reacción no cambia si la combustión se hace con aire en lugar de oxígeno.
- c) Cuando la combustión no es completa se obtiene CO y la energía que se desprende es menor.
- d) El estado de agregación del H₂O afecta al valor de la energía desprendida, siendo mayor cuando se obtiene en estado líquido.
- Datos. ΔH_f° (kJ·mol⁻¹): CO₂ = -393, CO = -110, H₂O(l) = -285, H₂O(vap) = -241.

29. Uno de los métodos de propulsión de misiles se basa en la reacción de la hidracina, N₂H_{4(l)}, y el peróxido de hidrógeno, H₂O_{2(l)}, para dar nitrógeno molecular y agua líquida, siendo la variación de entalpía del proceso -643 kJ·mol⁻¹.

- a) Formule y ajuste la reacción que tiene lugar.
- b) ¿Cuántos litros de nitrógeno medidos a 20 °C y 50 mm de mercurio se producirán si reaccionan 128 g de N₂H_{4(l)}?
- c) ¿Qué cantidad de calor se liberará en el proceso?
- d) Calcule la entalpía de formación de la hidracina, N₂H_{4(l)}.
- Datos. R = 0,082 atm·L·K⁻¹·mol⁻¹; ΔH_f° (H₂O_{2(l)}) = -187,8 kJ·mol⁻¹; ΔH_f° (H₂O(l)) = -241,8 kJ·mol⁻¹; Masas atómicas: H = 1; N = 14.

30. El acetileno o etino (C₂H₂) se obtiene por reacción del carburo de calcio (CaC₂) con agua.

- a) Formule y ajuste la reacción de obtención del acetileno, si se produce además hidróxido de calcio.
- b) Calcule la masa de acetileno formada a partir de 200 g de un carburo de calcio del 85 % de pureza.
- c) ¿Qué volumen de acetileno gaseoso se produce a 25 °C y 2 atm con los datos del apartado anterior?
- Datos. R = 0,082 atm·L·K⁻¹·mol⁻¹; masas atómicas: Ca = 40, C = 12, H = 1