

SELECTIVIDAD 1998

EXÁMENES RESUELTOS

El examen consta de dos opciones A y B. El alumno deberá desarrollar una de ellas completa sin mezclar cuestiones de ambas, pues, en este caso, el examen quedaría anulado y la puntuación global en Química sería cero.

Cada opción (A o B) consta de seis cuestiones estructuradas de la siguiente forma: una pregunta sobre nomenclatura química, tres cuestiones de conocimientos teóricos o de aplicación de los mismos que requieren un razonamiento por parte del alumno para su resolución y dos problemas numéricos de aplicación.

Valoración de la prueba:

- Pregunta nº 1.
 - Seis fórmulas correctas..... 1'5 puntos.
 - Cinco fórmulas correctas..... 1'0 puntos.
 - Cuatro fórmulas correctas..... 0'5 puntos
 - Menos de cuatro fórmulas correctas.....0'0 puntos.
- Preguntas nº 2, 3 y 4 Hasta 1'5 puntos cada una.
- Preguntas nº 5 y 6 Hasta 2'0 puntos cada una.

Cuando las preguntas tengan varios apartados, la puntuación total se repartirá, por igual, entre los mismos.

Cuando la respuesta deba ser razonada o justificada, el no hacerlo conllevará una puntuación de cero en ese apartado.

Si en el proceso de resolución de las preguntas se comete un error de concepto básico, éste conllevará una puntuación de cero en el apartado correspondiente.

Los errores de cálculo numérico se penalizarán con un 10% de la puntuación del apartado de la pregunta correspondiente. En el caso en el que el resultado obtenido sea tan absurdo o disparatado que la aceptación del mismo suponga un desconocimiento de conceptos básicos, se puntuará con cero.

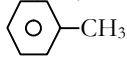
En las preguntas 5 y 6, cuando haya que resolver varios apartados en los que la solución obtenida en el primero sea imprescindible para la resolución de los siguientes, se puntuarán éstos independientemente del resultado de los anteriores.

La expresión de los resultados numéricos sin unidades o unidades incorrectas, cuando sean necesarias, se valorará con un 50% del valor del apartado.

La nota final del examen se redondeará a las décimas de punto.

1 Formule o nombre los compuestos siguientes:

- Sulfuro de cobre (II).
- Hidróxido de níquel (III)
- Metilbenceno (Tolueno)
- Cl_2O
- CaHPO_4
- $(\text{CH}_3)_2\text{CH-CO-CH}_3$

- CuS
- $\text{Ni}(\text{OH})_3$
- 
- Óxido de cloro (I). Óxido de dicloro.
- Hidrógenofosfato de calcio. Hidrógenotetraoxofosfato (V) de calcio.
- Metilbutanona. (3-Metilbutanona).

2 a. Escriba las configuraciones electrónicas de los átomos: X(Z = 19); Y(Z = 17).

- Justifique el tipo de enlace que formará cuando se combinen X-Y o Y-Y.
- Justifique si las dos especies formadas en el apartado anterior serán solubles en agua.

- X: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 4s^1$;
Y: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$.
- A la estructura electrónica de X le falta un electrón para adquirir configuración de gas noble, electrón que le sobra a la configuración de Y. Se produce una transferencia de electrones: el elemento Y cede un electrón (formando un catión monovalente estable) al elemento X (que al captarlo formará un anión monovalente también estable) dando lugar a un compuesto de tipo iónico. X representa un metal (concretamente, potasio) e Y corresponde a un no metal (cloro). Formarán cloruro de potasio KCl.
Cuando se enlace Y consigo mismo no hay ningún elemento capaz de ceder electrones. En este caso compartirán dos electrones (uno de cada átomo) para dar lugar a un enlace covalente simple formando la molécula Y_2 , en nuestro caso Cl_2 .
- Debido a la polaridad del agua, cuando ésta actúe como disolvente, sólo las sustancias polares se podrán disolver en ella. El compuesto iónico si se disolverá (en mayor o menor extensión, dependiendo de la energía reticular del compuesto) pero no hará la sustancia covalente por ser apolar.

3 Tres cubas electrolíticas conectadas en serie contienen disoluciones acuosas de AgNO_3 , la primera, de $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$, la segunda y de $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$, la tercera. Cuando las tres cubas son atravesadas por la misma intensidad de corriente, justifique si serán ciertas o no las siguientes afirmaciones:

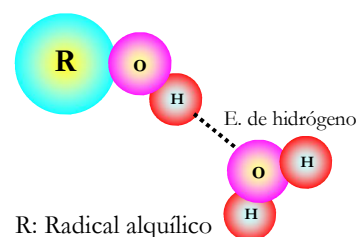
- En el cátodo se deposita la misma masa en las tres cubas.
- En las cubas segunda y tercera se depositará el doble número de equivalentes-gramo que en la primera.
- En las cubas segunda y tercera se depositará la misma cantidad de sustancia.

Hemos de tener en cuenta que si están conectadas en serie, habrá circulado por las tres la misma cantidad de carga. Según esta premisa:

- Falso. En las tres se depositarán los mismos equivalente-gramos (por cada Faraday que circule se deposita 1 equivalente-gramo), pero el equivalente-gramo de cada sustancia depende de su masa molar y del cambio que se produzca en su estado de oxidación (108 g para la plata, 56,2 g para el cadmio y 32,7 g para el cinc), por lo que las masas será diferentes.
- Falso. Ya se ha indicado en el apartado anterior: en las tres se depositarán los mismos equivalente-gramos porque en por las tres circuló la misma cantidad de carga.
- Verdadero. La cantidad de sustancia se mide en moles. En ambas, 2ª y 3ª, se depositan los mismos equivalente-gramos y en ambas cada equivalente-gramo es igual a 0,5 moles. En las dos, pues, se depositan los mismos moles.

4 Explique por qué el $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$ es más soluble en agua que el $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$.

Para que una sustancia se disuelva en agua, las partículas que la formen deben estar polarizadas y sentirse atraídas por la parte negativa o positiva de la molécula de agua. La molécula de 1-propanol ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$) posee un átomo de oxígeno que es mucho más electronegativo que el carbono y que el hidrógeno, atraerá hacia sí los electrones de los enlaces covalentes que forma y se generará un dipolo en la molécula que provoca la formación de enlaces de hidrógeno entre dicha molécula y la molécula de agua, como se aprecia en la figura. Esto no ocurre en la molécula de butano ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$). Por tanto se disolverá en agua con cierta facilidad el 1-propanol y no lo hará el butano que es apolar.



5 Se desea preparar 1 L de una disolución de ácido nítrico 0,2 M a partir de un ácido nítrico comercial de densidad 1,50 g/cm³ y 33,6% de pureza en peso.

- ¿Qué volumen deberemos tomar de la disolución comercial?
- Explique el procedimiento que seguiría para su preparación y nombre el material necesario para ello.

- a. La cantidad de soluto (ácido nítrico) que se necesita para preparar la disolución diluida se ha de tomar de la disolución comercial, por tanto, lo primero que hay que hacer es calcular la cantidad, en gramos, de ácido nítrico necesarios para prepararla:

$$1\text{L disolución} \cdot \left(\frac{0,2 \text{ mol HNO}_3}{1\text{L disolución}} \right) \cdot \left(\frac{63 \text{ g HNO}_3}{1 \text{ mol HNO}_3} \right) = 12,6 \text{ g HNO}_3$$

Ésta es la cantidad de ácido que se ha de tomar de la disolución concentrada (comercial). Como el ácido del que disponemos no es puro, habrá que calcular la cantidad de disolución concentrada que contiene dicha cantidad de ácido

$$12,6 \text{ g HNO}_3 \cdot \left(\frac{100 \text{ g disolución}}{33,6 \text{ g HNO}_3} \right) = 37,5 \text{ g disolución}$$

Por último, las cantidades de disoluciones acuosas se suelen medir en unidades de volumen y como se conoce la densidad de la disolución:

$$V \text{ disolución} = \frac{37,5 \text{ g}}{1,5 \text{ g/cm}^3} = 25 \text{ cm}^3 = 25 \text{ mL}$$

- b. Un problema muy frecuente en un laboratorio de Química es la dilución, preparar una disolución a partir de otra que está más concentrada. Para ello requerimos: un vaso de precipitados, un matraz aforado de 1 L, una probeta pequeña, un embudo pequeño, una varilla de vidrio, agua destilada y la disolución original. Como el soluto se encuentra disuelto en una disolución previa, tenemos que calcular el volumen que hemos de tomar de dicha disolución que contenga el soluto que necesitamos para preparar la requerida, como hemos hecho anteriormente: 25 mL. Este volumen se mide con la probeta. Se diluye en una pequeña cantidad de agua destilada comparada con el volumen de disolución que se quiere preparar en un vaso de precipitados y agitando con la varilla. Se vierte con ayuda del embudo al matraz aforado de 1 L y se lava bien el vaso y la varilla con un poco de agua destilada que también se agrega al matraz, completando éste con agua hasta enrasarlo.

6 Para la reacción:



K_p , a la temperatura de 182°C, vale $9,32 \cdot 10^{-2}$. En un recipiente de 0,40 L se introducen 0,2 moles de pentacloruro de antimonio y se calienta a 182°C hasta que se alcanza el equilibrio anterior. Calcule.

- La concentración de las especies presentes en el equilibrio.
- La presión de la mezcla gaseosa.

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

- a. La concentración inicial de pentacloruro será: $0,2 \text{ mol} / 0,4 \text{ l} = 0,5 \text{ mol/l}$. Por cada mol que se disocia de pentacloruro de antimonio, aparece la misma cantidad de tricloruro de antimonio y de cloro. Llamando x a la concentración de pentacloruro que se disocia, podemos construir la siguiente tabla en función de x y de la concentración inicial de pentacloruro.

	SbCl_5	\rightleftharpoons	SbCl_3	+	Cl_2
Concentraciones iniciales	0,5		-		-
Concentración que se disocia	x		-		-
Concentraciones en equilibrio	$0,5 - x$		x		x

Como la tabla está construida en función de las concentraciones, habrá que trabajar con la constante K_c que no se conoce pero que se obtiene fácilmente a partir del valor de K_p :

$K_c = K_p(RT)^{-\Delta n} = 9,32 \cdot 10^{-2} (\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}) \cdot [(0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}) \cdot (455 \text{ K})]^{-1} = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$
Sustituyendo en la expresión de K_c :

$$2,5 \cdot 10^{-3} = \frac{x^2}{0,5 - x} \Rightarrow x^2 + 2,50 \cdot 10^{-3} x - 1,25 \cdot 10^{-3} = 0 \Rightarrow x_1 = -0,036; x_2 = 0,034$$

La solución negativa es absurda desde el punto de vista químico. La concentración disociada es 0,034 mol/L y las concentraciones en equilibrio serán entonces:

$$[\text{SbCl}_5] = 0,5 - x = 0,466 \text{ mol/l}; \quad [\text{SbCl}_3] = [\text{Cl}_2] = 0,034 \text{ mol/l}$$

La cantidad en moles de cada especie en equilibrio es:

$$\text{Moles SbCl}_5 = 0,186; \quad \text{Moles SbCl}_3 = 0,014; \quad \text{Moles Cl}_2 = 0,014; \quad \text{Moles totales} = 0,186;$$

- b. La presión total, aplicando la ecuación de los gases ideales:

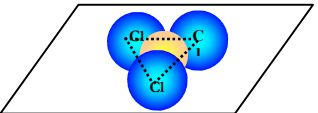
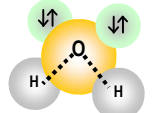
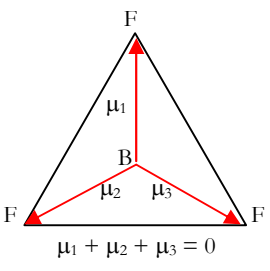
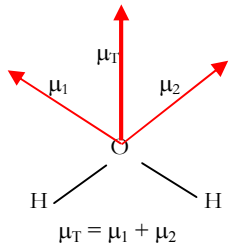
$$P_T = \frac{n_T RT}{V} = \frac{(0,186 + 0,014 + 0,014) \text{ mol} \cdot 0,082 (\text{at} \cdot \text{L} / \text{K} \cdot \text{mol}) \cdot 455 \text{ K}}{0,4 \text{ L}} = 19,96 \text{ at}$$

1 Formule o nombre los compuestos siguientes:

- Dióxido de titanio
- Nitrito de hierro (II).
- Trimetilamina
- N_2O_5
- $Ca(HSO_3)_2$
- $CH_2=CH-CH=CH_2$

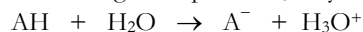
- TiO_2
- $Fe(NO_2)_2$
- $(CH_3)_3N$
- Pentaóxido de dinitrógeno. Óxido de nitrógeno (V)
- Hidrógenosulfito de calcio. Bis(hidrógenotrioxosulfato (IV)) de calcio.
- 1,3-Butadieno.

2 a. Dibuje la geometría de las moléculas de BCl_3 y H_2O aplicando la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.
b. Explique si poseen momento dipolar.
c. Indique la hibridación que tiene el átomo central.

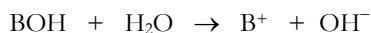
	BCl_3	H_2O
a. Geometría molecular (RPECV)	Según RPECV, alrededor del boro sólo hay tres pares de electrones compartidos. Es del tipo AB_3 y su forma será plana triangular equilátera. 	Según la teoría RPECV, alrededor del oxígeno hay cuatro pares de electrones, dos compartidos y dos sin compartir. Es del tipo AB_2E_2 y su forma será plana angular. 
b. Polaridad	El enlace B-Cl es polar debido a la diferencia de electronegatividad entre el flúor (4,0) y el boro (2,0). Sin embargo la simetría molecular hace que se anulen los tres momentos dipolares que presenta la molécula en sus enlaces y la molécula en su conjunto es apolar. 	El enlace O-H es polar debido a la diferencia de electronegatividad entre el oxígeno (3,5) y el hidrógeno (2,1). En este caso se suman los dos momentos dipolares originando un dipolo total dirigido desde los hidrógenos hasta el oxígeno. 
c. Hibridación	Tres pares de electrones (tres electrones de boro y y uno de cada cloro) precisan tres orbitales alrededor del boro. Será una hibridación sp^2 .	Cuatro pares de electrones (cinco del nitrógeno y tres de los hidrógenos) precisan cuatro orbitales alrededor del nitrógeno. Será hibridación sp^3 .

3 a. Defina el concepto de ácido y base según Arrhenius.
b. Clasifique, según la definición anterior, las siguientes especies escribiendo su disociación en agua: H_2SO_4 , H_3PO_4 , $Ca(OH)_2$, $HClO_3$, $NaOH$

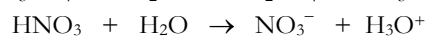
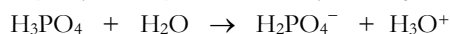
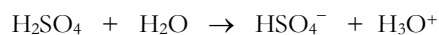
- a. Arrhenius definió los ácidos como sustancias químicas que contenían hidrógeno, y que disueltas en agua producían una concentración de iones hidrógeno o protones, mayor que la existente en el agua pura.



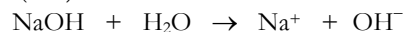
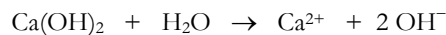
Del mismo modo, definió una base como una sustancia que disuelta en agua producía un exceso de iones hidroxilo, OH^- .



- b. Ácidos de Arrhenius:



Bases de Arrhenius



4 Sabiendo que la masa molar del hidrógeno es 2 y la del oxígeno es 32, conteste razonadamente a las siguientes cuestiones:

- a. ¿Qué ocupará más volumen, 1 mol de hidrógeno o 1 mol de oxígeno, en las mismas condiciones de

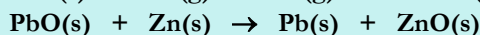
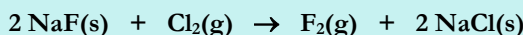
presión y temperatura?

- b. ¿Qué tendrá más masa, 1 mol de hidrógeno o 1 mol de oxígeno?
c. ¿Dónde habrá más moléculas, en 1 mol de hidrógeno o 1 mol de oxígeno?

- a. El mismo volumen. Como ambas muestras tienen los mismos moles y, por tanto, las mismas moléculas, según la Ley de Avogadro: "Volúmenes de gases diferentes medidos en las mismas condiciones de presión, volumen y temperatura, contienen igual número de moléculas" y enunciándolo de forma inversa: "Un mismo número de moléculas de gases diferentes ocupan el mismo volumen en idénticas condiciones de presión y temperatura".
b. La pregunta queda respondida con el mismo enunciado que proporciona las masas molares de cada uno: un mol de hidrógeno son 2 g de hidrógeno y un mol de oxígeno son 32 g de oxígeno.
c. Un mol de cualquier sustancia contiene siempre las mismas moléculas: $6,023 \cdot 10^{23}$. (Avogadro).

5

- a. Calcule la variación de energía libre estándar, a 25°C, para las siguientes reacciones utilizando los datos tabulados.



	NaF	NaCl	PbO	ZnO	Cl ₂	F ₂	Zn	Pb
ΔH_f° (kJ/mol)	- 569	- 411	- 276	- 348	---	---	---	---
S° (J/K · mol)	58,6	72,4	76,6	3,9	223,0	202,7	41,6	64,8

- b. A la vista de los resultados, comente la conveniencia o no de utilizar estas reacciones para la obtención de flúor y plomo respectivamente.

- a. La variación de energía libre se calcula, según su definición mediante la expresión:

$$\Delta G_R^\circ = \Delta H_R^\circ - T\Delta S_R^\circ$$

Habrá que calcular antes la variación de entalpía y la variación de entropía de cada reacción, que, por definición:

$$\Delta H_R^\circ = \sum \Delta H_f^\circ \text{Productos} - \sum \Delta H_f^\circ \text{Reactivos}$$

Teniendo en cuenta que la variación de entalpía de formación de un elemento en su estado natural es cero:

$$\Delta H_{R1}^\circ = 2 \Delta H_f^\circ(\text{NaCl}) - 2 \Delta H_f^\circ(\text{NaF}) = 2 \text{ mol} \cdot (-411 \text{ kJ/mol}) - 2 \text{ mol} \cdot (-569 \text{ kJ/mol}) = 316 \text{ kJ}$$

$$\Delta H_{R2}^\circ = \Delta H_f^\circ(\text{ZnO}) - \Delta H_f^\circ(\text{PbO}) = 1 \text{ mol} \cdot (-348 \text{ kJ/mol}) - 1 \text{ mol} \cdot (-276 \text{ kJ/mol}) = -72 \text{ kJ}$$

$$\Delta S_{R1}^\circ = 2 \cdot S^\circ_{\text{NaCl}} + S^\circ_{\text{F}_2} - S^\circ_{\text{Cl}_2} - 2 \cdot S^\circ_{\text{NaF}} = 2 \text{ mol} \cdot 72,4 \text{ J/K} \cdot \text{mol} + 1 \text{ mol} \cdot 202,7 \text{ J/K} \cdot \text{mol} - 1 \text{ mol} \cdot 223,0 \text{ J/K} \cdot \text{mol} - 2 \text{ mol} \cdot 58,6 \text{ J/K} \cdot \text{mol} = 7,3 \text{ J/K}$$

$$\Delta S_{R2}^\circ = S^\circ_{\text{ZnO}} + S^\circ_{\text{Pb}} - S^\circ_{\text{PbO}} - S^\circ_{\text{Zn}} = 1 \text{ mol} \cdot 3,9 \text{ J/K} \cdot \text{mol} + 1 \text{ mol} \cdot 64,8 \text{ J/K} \cdot \text{mol} - 1 \text{ mol} \cdot 41,6 \text{ J/K} \cdot \text{mol} - 1 \text{ mol} \cdot 76,6 \text{ J/K} \cdot \text{mol} = -49,5 \text{ J/K}$$

$$\Delta G_{R1}^\circ = \Delta H_{R1}^\circ - T\Delta S_{R1}^\circ = 316 \text{ kJ} - 298 \text{ K} \cdot 0,0073 \text{ kJ} \cdot \text{K}^{-1} = 313,8 \text{ kJ} > 0$$

$$\Delta G_{R2}^\circ = \Delta H_{R2}^\circ - T\Delta S_{R2}^\circ = -72 \text{ kJ} - 298 \text{ K} \cdot (-0,0495 \text{ kJ} \cdot \text{K}^{-1}) = -57,25 \text{ kJ} < 0$$

- b. Para que un proceso sea espontáneo, su energía libre ha de ser negativa. A la vista de los resultados será conveniente utilizar la primera ($\Delta G_{R1}^\circ < 0$) para la obtención de flúor pero no la segunda ($\Delta G_{R2}^\circ > 0$) para la obtención del plomo.

6

En la reacción del carbonato de calcio con ácido clorhídrico se producen dióxido de carbono, cloruro de calcio y agua.

- a. Calcule la cantidad de caliza, del 92% de riqueza en carbonato de calcio, que se necesita para obtener 2,50 kg de cloruro de calcio.
b. ¿Qué volumen ocupará el dióxido de carbono medido a 25°C y 770 mm de mercurio de presión?

Datos: Masas atómicas: H: 1. C: 12. O: 16. Ca: 40. R = 0,082 atm · L · K⁻¹ · mol⁻¹

La reacción del carbonato de calcio con el ácido clorhídrico es:



- a. Con la cantidad de cloruro de calcio obtenida se puede calcular la de carbonato de calcio puro que se necesita

$$2500 \text{ g CaCl}_2 \cdot \left(\frac{1 \text{ mol CaCl}_2}{111 \text{ g CaCl}_2} \right) \cdot \left(\frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{1 \text{ mol CaCl}_2} \right) \cdot \left(\frac{100 \text{ g CaCO}_3}{1 \text{ mol CaCO}_3} \right) = 2552 \text{ g CaCO}_3$$

Con la cantidad de carbonato de calcio impuro, se calcula la cantidad de mineral donde aquel se encuentra:

$$2552 \text{ g CaCO}_3 \cdot \left(\frac{100 \text{ g mineral}}{92 \text{ g CaCO}_3} \right) = 2448 \text{ g mineral}$$

- b. A partir de los moles de cloruro de calcio obtenidos, se calculan los moles de dióxido de carbono:

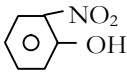
$$2500 \text{ g CaCl}_2 \cdot \left(\frac{1 \text{ mol CaCl}_2}{111 \text{ g CaCl}_2} \right) \cdot \left(\frac{1 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol CaCl}_2} \right) = 22,7 \text{ moles CO}_2$$

Con la ecuación de los gases ideales, sabiendo el número de moles, se calcula el volumen que ocupan:

$$V = \frac{22,7 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 298 \text{ K}}{1,013 \text{ atm}} = 547 \text{ L CO}_2$$

1 Formule o nombre los compuestos siguientes:

- Óxido de cobalto (II)
- Cromato de potasio
- o*-Nitrofenol
- $\text{Al}(\text{OH})_3$
- HClO_4
- $\text{CH}_3\text{-O-CH}_2\text{-CH}_3$

- CoO
- K_2CrO_4
- 
- Ácido perclórico. Tetraoxoclorato (VII) de hidrógeno.
- Etilmetiléter. Metoxietano.

2 Se dispone de un recipiente cerrado con hidrógeno gaseoso en condiciones normales de presión y temperatura. Si se mantiene constante la temperatura y se aumenta el volumen hasta el doble, conteste razonadamente a las siguientes cuestiones:

- ¿Ha variado la masa del gas?
- ¿Ha variado el número de moléculas?
- ¿Ha variado la densidad del gas?

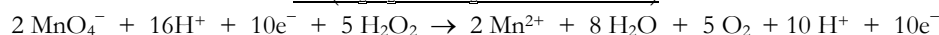
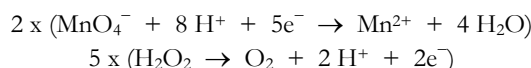
- La masa del gas no puede variar mientras no entre o salga gas. El recipiente es cerrado por lo que es imposible que la masa varíe.
- Si la masa se mantiene constante es porque el número de moléculas no ha variado. Para que así fuese tendrían que haber salido o enterado moléculas y no es éste el caso.
- Puesto que no ha variado la masa y sí el volumen, forzosamente habrá cambiado la densidad. Concretamente, si la masa es la misma y el volumen se aumenta al doble, la densidad disminuirá a la mitad.

3 Ajuste por el método del ión-electrón la siguiente reacción indicando las semireacciones de oxidación y reducción:

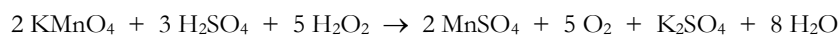


- El permanganato se reduce a ión Mn(II): $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$
- El peróxido de hidrógeno se oxida a oxígeno: $\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^-$

Para que el número de electrones intercambiados en cada semireacción sea el mismo:



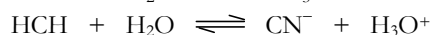
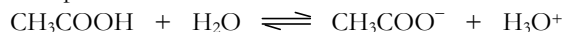
Trasladando los coeficientes obtenido a la ecuación molecular:



4 De los ácidos débiles acético (CH_3COOH) y cianhídrico (HCN), el primero es más fuerte que el segundo.

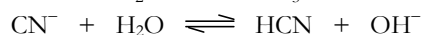
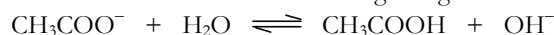
- Escriba sus reacciones de disolución en agua, explicando cuáles son sus bases conjugadas.
- Indique razonadamente cuál de las dos bases es más fuerte.

- Su reacciones en agua son respectivamente:



La base conjugada del ácido acético es el ión acetato y la base conjugada del ácido cianhídrico es el ión cianuro.

- Las bases conjugadas de cada uno de ellos reaccionaran en agua según:



La extensión de cada unan de estas reacciones vendrá dada por el valor de sus constantes K_b :

$$K_{b_1} = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} \cdot \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{K_w}{K_{a_1}}$$

$$K_{b_2} = \frac{[\text{HCN}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{CN}^-]} = \frac{[\text{HCN}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{CN}^-]} \cdot \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{K_w}{K_{a_2}}$$

Si el ácido acético es más fuerte que el cianhídrico, el valor de su constante de acidez es mayor:

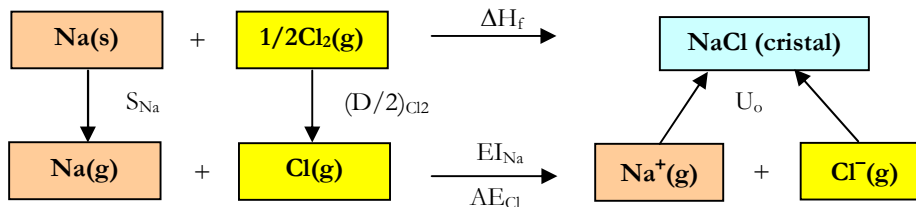
$$K_{a_1} > K_{a_2} \Rightarrow \frac{K_w}{K_{a_1}} < \frac{K_w}{K_{a_2}} \Rightarrow K_{b_1} < K_{b_2} \Rightarrow$$

La base conjugada del cianhídrico, el ión cianuro, será más fuerte que la del acético, el ión acetato.

5 Calcule la energía reticular del cloruro de sodio sabiendo:

- Entalpía de formación del cloruro de sodio: - 411 kJ/mol
- Entalpía de sublimación del sodio: 108 kJ/mol.
- Entalpía de disociación del cloro: 242 kJ/mol
- Entalpía de ionización del sodio: 495 kJ/mol
- Afinidad electrónica del cloro: - 394 kJ/mol

La energía es una función de estado. Independientemente del camino seguido para obtener el cristal de cloruro de sodio, el valor de la energía desprendida será el mismo. En ello se basa el ciclo de Born-Haber que, para el cloruro de sodio, es:



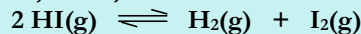
Igualando dicho valor por ambos caminos:

$$\Delta H_f = S + \frac{1}{2}D + EI + AE + U_o$$

$$- 411 \text{ kJ/mol} = 108 \text{ kJ/mol} + \frac{1}{2} 242 \text{ kJ/mol} + 495 \text{ kJ/mol} + (-394 \text{ kJ/mol}) + U_o$$

$$U_o = -741 \text{ kJ/mol}$$

6 La constante K_c para la reacción siguiente, vale 0,016 a 800 K:



En una mezcla en equilibrio a 800 K, calcule:

- La concentración de HI cuando las de I_2 y H_2 sean iguales, si la presión del sistema es 1 atm.
- Las concentraciones de los componentes si se duplica la presión.

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

- Como las cantidades que se han formado de yodo e hidrógeno son iguales, a ambos les corresponderá la misma presión parcial, $P_{\text{H}_2} = P_{\text{I}_2} = P$, y si la presión total en equilibrio es 1 atm, la presión parcial del yoduro de hidrógeno será $P_{\text{HI}} = P_T - 2P_{\text{I}_2} = 1 - 2P$. Sustituyendo estos valores en la expresión de K_p , que vale lo mismo que K_c por no haber en la estequiometría de la reacción variación del número de moles, nos queda:

$$K_p = \frac{P_{\text{H}_2} \cdot P_{\text{I}_2}}{P_{\text{HI}}^2} = \frac{P \cdot P}{(1 - 2P)^2} = 0,016$$

Despejando P:

$$P = 0,1 \text{ atm} \Rightarrow P_{\text{H}_2} = P_{\text{I}_2} = 0,1 \text{ atm}; \quad P_{\text{HI}} = 1 - 0,2 \text{ atm} = 0,8 \text{ atm}$$

La concentración de cada uno de los gases en la mezcla se puede calcular con la ecuación de los gases ideales:

$$P_i V = n_i RT \Rightarrow \frac{P_i}{RT} = \frac{n_i}{V} = [i]$$

$$[\text{H}_2] = [\text{I}_2] = \frac{P_{\text{H}_2}}{RT} = \frac{0,1 \text{ atm}}{0,082 (\text{at} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}) \cdot 800 \text{ K}} = 1,50 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$[\text{HI}] = \frac{P_{\text{HI}}}{RT} = \frac{0,8 \text{ atm}}{0,082 (\text{at} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}) \cdot 800 \text{ K}} = 1,22 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

- Si se duplica la presión, el equilibrio no se desplazará en ningún sentido al no haber variación del número de moles de sustancias gaseosas. Por tanto las concentraciones seguirán siendo las mismas.

1 Formule o nombre los compuestos siguientes:

- Trióxido de azufre.
- Hidróxido de mercurio (II)
- 1-Cloropropano.
- HNO_3
- Al_2S_3
- $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{COOH}$

- SO_3
- $\text{Hg}(\text{OH})_2$
- $\text{CH}_2\text{ClCH}_2\text{CH}_3$
- Ácido nítrico. Trioxonitrato (V) de hidrógeno.
- Sulfuro de aluminio. Trisulfuro de dialuminio.
- Ácido butanoico. Ácido butírico.

2 Considere la siguiente tabla incompleta:

Elementos	Na	☐	Al	☐	S	☐
Radios atómicos (nm)	☐	136	☐	110	☐	99

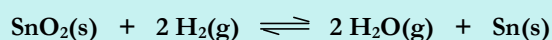
- Reproduzca la tabla y complétela situando los valores 125, 104 y 157 nm y los elementos P, Cl y Mg en los lugares oportunos.
- Indique y explique qué norma ha seguido.

- Se trata de elementos de un mismo período (tercero) y en él, el radio disminuye a medida que aumenta el número atómico. Entonces:

Elementos	Na	Mg	Al	P	S	Cl
Radios atómicos (nm)	157	136	125	110	104	99

- En los períodos, el radio atómico disminuye al aumentar Z, hacia la derecha. Debido al aumento de la carga nuclear efectiva a medida que nos desplazamos hacia la derecha en un período, aumenta la atracción que ejerce el núcleo sobre los electrones de los orbitales más externos, disminuyendo así la distancia núcleo-electrón.

Para la reacción:



El valor de K_p a la temperatura de 900 K es 1,5 y a 1100 K es 10. Conteste razonadamente si, para conseguir un mayor consumo de SnO_2 deberán emplearse:

- Temperaturas elevadas.
- Altas presiones.
- Un catalizador.

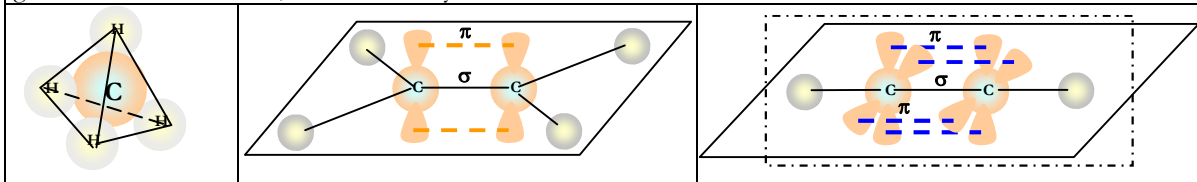
- Una temperatura elevada desplazará la reacción en el sentido en que se consuma la energía aportada según el principio de Le Chatelier, o sea, en sentido endotérmico. El hecho de que aumente el valor de K_p a medida que aumenta la temperatura indica que la reacción es endotérmica, luego el aumento de temperatura desplaza la reacción hacia la derecha consumiéndose mayor cantidad de $\text{SnO}_2(\text{s})$.
- Una variación en la presión del reactor no influye en la reacción porque no hay variación del número de moles gaseosos. El equilibrio no se desplazará.
- La presencia de un catalizador disminuye la energía de activación de la reacción aumentando de esta forma la velocidad, pero no aumentará el consumo de $\text{SnO}_2(\text{s})$ sino que el existente reaccionará más rápido.

- Represente, según la teoría de Lewis, las moléculas de etano (C_2H_6), eteno (C_2H_4), y etino (C_2H_2). Comente las diferencias más significativas que encuentre.
- ¿Qué tipo de hibridación presenta el carbono en cada una de las moléculas?

Las respectivas estructuras de Lewis son:

Etano, C_2H_6	Eteno, C_2H_4	Etino, C_2H_2
$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\ \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \quad \text{H} \\ \quad \backslash \quad / \\ \quad \text{C} = \text{C} \\ \quad / \quad \backslash \\ \text{H} \quad \quad \text{H} \end{array}$	$\text{H}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{H}$

La diferencia más significativa es la multiplicidad del enlace (simple, doble y triple respectivamente) que conlleva geometrías tridimensional, bidimensional y unidimensional en cada una de ellas como vemos a continuación:



- 5 Se mezclan 200 mL de una disolución 1 M de hidróxido de sodio con 150 mL de disolución 0,5 M de dicha base. Calcule:
- La concentración en gramos por litro de la disolución resultante.
 - El pH de la misma.

Masas atómicas: H: 1. O: 16. Na: 23.

- a. El soluto que habrá al final en la disolución resultante será la suma de los solutos agregados de cada disolución y el volumen final es la suma de los volúmenes de cada una de las disoluciones mezcladas:

$$M_{\text{Mezcla}} = \frac{\left(0,200 \text{ L disolución}_1 \cdot \left(\frac{1 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ L disolución}_1} \right) + 0,150 \text{ L disolución}_2 \cdot \left(\frac{0,5 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ L disolución}_2} \right) \right)}{0,250 \text{ L disolución}} = 0,79 \text{ mol/L}$$

El resultado se pasa a g/L:

$$\frac{0,79 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{40 \text{ g NaOH}}{1 \text{ mol NaOH}} = 31,6 \text{ g/L}$$

- b. El hidróxido de sodio es una base fuerte que en agua se encuentra completamente disociado de forma que la concentración de OH^- será 0,78 mol/L. Se calcula el pOH y con éste, el pH:

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - (-\log 0,78) = 13,9$$

- 6 En la electrolisis de una disolución acuosa que contiene sulfato de cinc y sulfato de hierro (II) se deposita todo el hierro y todo el cinc, para lo cual se hace pasar una corriente de 10 A durante dos horas, obteniéndose una mezcla de ambos metales que pesa 23,65 g. Calcule el porcentaje en peso de cada metal en la mezcla. Datos: F = 96500 C. Masas atómicas. Fe: 56. Zn: 65,4.

Conocida la carga que ha circulado

$$Q = I \cdot t = 10 \text{ A} \cdot 7200 \text{ s} = 72000 \text{ C}$$

se puede calcular el número de equivalentes-gramo depositados en el cátodo con la ley de Faraday:

$$\text{N}^\circ \text{ eq - g} = 72000 \text{ C} \cdot \frac{1 \text{ eq - g}}{96500 \text{ C}} = 0,746 \text{ eq - g}$$

Si llamamos x a los gramos de cinc por ejemplo, los de hierro serán (23,65 - x), y el número de equivalentes-gramo de cada uno se podrá expresar en función de x, de manera que al sumarlos:

$$x \text{ g Zn} \cdot \frac{2 \text{ eq - g Zn}}{65,4 \text{ g Zn}} + (23,65 - x) \text{ g Fe} \cdot \frac{2 \text{ eq - g Fe}}{56 \text{ g Fe}} = 0,746 \text{ eq - g}$$

Resolviendo la ecuación queda x = 19,22 g de cinc y el resto, 4,43 g, son de hierro. Estas cantidades representan los porcentajes:

$$19,22 \text{ g Zn} \cdot \frac{100}{23,65 \text{ g muestra}} = 81,3\% \text{ de Zn}$$

$$4,43 \text{ g Fe} \cdot \frac{100}{23,65 \text{ g muestra}} = 18,7\% \text{ de Fe}$$

1 Formule o nombre los compuestos siguientes:

- Ácido nítrico
- Óxido de cromo (III)
- Ácido butanoico.
- $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$
- PbO_2
- $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{COOH}$

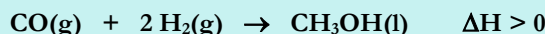
- HNO_3
- Cr_2O_3
- $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{COOH}$
- Fosfato de calcio (ortofosfato de calcio). Bis(tetraoxofosfato (V)) de calcio.
- Dióxido de plomo. Óxido de plomo (IV).
- Ácido propenoico.

2 Dados los elementos A, B y C, de números atómicos 9, 19 y 35, respectivamente:

- Escriba la estructura electrónica de estos elementos
- Determine el grupo y período al que pertenecen.
- Ordénelos en orden creciente de electronegatividad.

- A (Z = 9): $1s^2 2s^2 2p^5$
B (Z = 19): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 4s^1$
C (Z = 35): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 4s^2 3d^1 4p^5$
- A: segundo período y grupo 17 (flúor); B: cuarto período y grupo 1 (potasio); C: cuarto período y grupo 17 (bromo).
- La electronegatividad mide la tendencia que tiene los átomos para atraer los electrones de otro, en un enlace covalente. Aumentará con la energía de ionización (si ésta es alta, el núcleo atrae con mucha fuerza a sus electrones) y con la afinidad electrónica (si ésta es alta, el átomo tratará de captar electrones) de forma que el elemento más electronegativo es el flúor (4,00) seguido del bromo (2,96) y por último el potasio (0,82).

3 En el proceso:



¿cuál o cuáles de los siguientes factores aumentarán el rendimiento de la producción de metanol?:

- Adición de un catalizador.
- Disminución de la concentración de hidrógeno.
- Aumento de la temperatura.

a. El catalizador acelera la reacción, llegando antes al equilibrio, pero no aumenta producción. Partiendo de la misma cantidad de reactivos, con catalizador se obtiene la misma cantidad de productos que sin él.

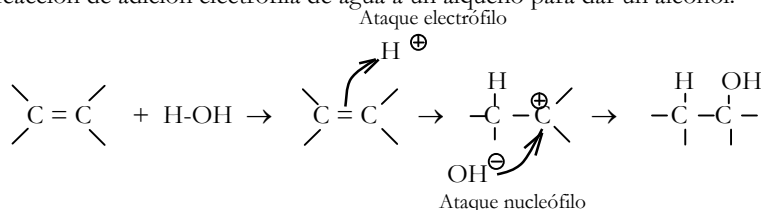
El Principio de Le Châtelier, establece que "si un sistema en equilibrio es perturbado, el sistema evoluciona para contrarrestar dicha perturbación, llegando a un nuevo estado de equilibrio". Basándonos en él:

- Si se disminuye la concentración de hidrógeno, el equilibrio se desplaza hacia la izquierda para reponer la pérdida de concentración. Se producirá menos metanol.
- Falso. Un aumento de temperatura desplazará la reacción en el sentido en que se consume la energía aportada, o sea, en sentido endotérmico. Se desplazará hacia la derecha produciéndose, ahora sí, más metanol.

4 Complete las siguientes reacciones e indique de qué tipo de reacción se trata:

- $\text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (medio ácido) \rightarrow
- $\text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{HCl}$ \rightarrow
- C_6H_6 (benceno) + Cl_2 (catalizador, AlCl_3) \rightarrow

a. Se trata de una reacción de adición electrófila de agua a un alqueno para dar un alcohol:



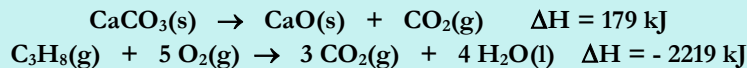
b. Es la misma que la anterior pero en este caso se forma un derivado halogenado en vez de un alcohol.



c. El benceno no reacciona con los halógenos porque éstos no son lo suficientemente electrófilos como para destruir su aromaticidad. Pero en presencia de ácidos de Lewis como el tricloruro de aluminio (AlCl_3) dan lugar a reacciones de sustitución electrófila de la forma:



- 5 En un horno de preparación de cal, CaO, que utiliza propano como combustible, se producen las siguientes reacciones:



¿Qué masa de propano se debe quemar para descomponer 100 kg de carbonato de calcio, si sólo se aprovecha el 40% del calor desprendido?

Masas atómicas: H: 1. C: 12. O: 16. Ca: 40.

La combustión del propano se utiliza en este proceso como fuente de energía para descomponer el carbonato de calcio. Calcularemos primero la energía necesaria para descomponer los 100 kg de carbonato de calcio:

$$10^5 \text{ g CaCO}_3 \cdot \frac{179 \text{ kJ}}{100 \text{ g CaCO}_3} = 1,79 \cdot 10^5 \text{ kJ}$$

Conocida la cantidad de calor necesaria, se calcula la mas de propano que proporciona este calor:

$$1,79 \cdot 10^5 \text{ kJ} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_3\text{H}_8}{2219 \text{ g kJ}} \cdot \frac{44 \text{ g C}_3\text{H}_8}{1 \text{ mol C}_3\text{H}_8} = 3,55 \cdot 10^3 \text{ g C}_3\text{H}_8$$

Como sólo el 40% del calor generado en la combustión es aprovechable, habrá que hacer una corrección y generar más del que teóricamente se necesita para que al calcular el 40% del suministrado nos quede la cantidad necesaria:

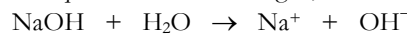
$$3,55 \cdot 10^3 \text{ g} \cdot \frac{100}{40} = 8,88 \cdot 10^3 \text{ g} = 8,88 \text{ kg C}_3\text{H}_8 \text{ hay que quemar}$$

- 6 Se tienen dos disoluciones, una obtenida al disolver 0,6 g de hidróxido de sodio en 100 mL de agua y otra de ácido sulfúrico 0,25 M.

- ¿Cuál es el pH de cada disolución?
- ¿Qué pH tendrá la disolución obtenida al mezclar 50 mL de cada una?

Masas atómicas: H: 1. O: 16. Na: 23.

- a. El hidróxido de sodio es una base fuerte que al disolverse en agua, se disocia completamente según:



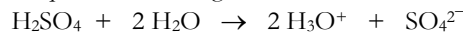
La concentración de hidroxilos será por tanto:

$$[\text{OH}^-] = \frac{0,6 \text{ g NaOH}}{0,1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol NaOH}}{40 \text{ g NaOH}} = 0,15 \text{ M}$$

Se calcula el pOH y con él el pH:

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 + \log[\text{OH}^-] = 14 + \log 0,15 = 13,2$$

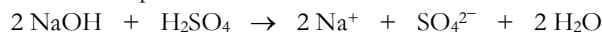
El ácido sulfúrico es un ácido fuerte que se disocia según:



La concentración de hidrogenoiones será en este caso el doble de la de ácido. Con ella se calcula el pH:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 0,5 = 0,3$$

- b. Cuando ambas se mezclen, se neutralizarán en parte y de una de ellas quedará un exceso. Este exceso es el que debemos averiguar para calcular el pH:



Debemos tener en cuenta que por cada mol que reaccione de ácido se precisarán dos moles de hidróxido.

Moles de hidróxido de sodio en 50 mL:

$$0,05 \text{ L} \cdot \frac{0,15 \text{ mol}}{0,1 \text{ L}} = 7,50 \cdot 10^{-3} \text{ moles NaOH}$$

Moles de ácido sulfúrico en 50 mL:

$$0,05 \text{ L} \cdot \frac{0,25 \text{ mol}}{0,1 \text{ L}} = 1,25 \cdot 10^{-2} \text{ moles H}_2\text{SO}_4$$

$$7,5 \cdot 10^{-3} \text{ moles NaOH} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{2 \text{ mol NaOH}} = 3,75 \cdot 10^{-3} \text{ moles H}_2\text{SO}_4 < 1,25 \cdot 10^{-2} \text{ moles H}_2\text{SO}_4$$

El ácido sulfúrico es el que se encuentra en exceso:

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{exceso}} = \frac{(1,25 \cdot 10^{-2} \text{ mol H}_2\text{SO}_4 \text{ iniciales} - 3,75 \cdot 10^{-3} \text{ mol que reaccionan}) \cdot \left(\frac{2 \text{ mol H}_3\text{O}^+}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \right)}{0,1 \text{ L}} = 0,175 \text{ m/L}$$

$$\text{pH} = -\log 0,175 = 0,76$$

1 Formule o nombre los compuestos siguientes:

- Peróxido de bario
- Sulfato de manganeso (II)
- 1-Butanol
- HClO
- Fe₂S₃
- CH₃CH₂CH₂CH₂CHO

- BaO₂
- MnSO₄
- CH₃CH₂CH₂CH₂OH
- Ácido hipocloroso. Oxoclorato (I) de hidrógeno.
- Sulfuro de hierro (III). Trisulfuro de dihierro.
- Pentanal.

2 Tenemos un recipiente con 27 g de agua. Calcule:

- El número de moles de agua.
- El número de moléculas de agua.
- El número de átomos de hidrógeno y de oxígeno.

Masas atómicas: H: 1. O: 16.

$$a. \quad 27 \text{ g H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18 \text{ g H}_2\text{O}} = 1,5 \text{ mol g H}_2\text{O}$$

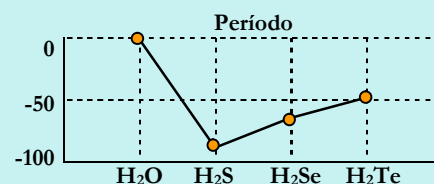
$$b. \quad 1,5 \text{ mol H}_2\text{O} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 9,034 \cdot 10^{23} \text{ moléculas H}_2\text{O}$$

- Cada molécula tiene dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno por lo que habrá los mismos átomos de oxígeno que moléculas ($9,034 \cdot 10^{23}$) y el doble número de átomos de hidrógeno: $1,807 \cdot 10^{24}$.

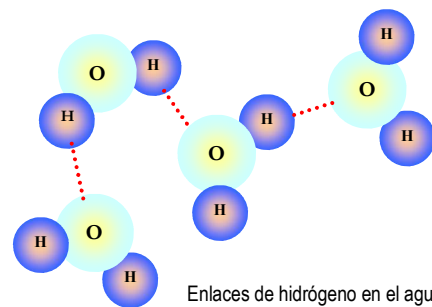
3 Dada la gráfica adjunta, justifique:

- El tipo de enlace dentro de cada compuesto.
- La variación en los puntos de fusión.
- Si todas las moléculas tienen geometría angular, ¿cuál será la más polar?

Puntos de fusión (°C)



- Todas presentan el mismo tipo de enlace intramolecular: enlace covalente, pero en una de ellas, H₂O, existen enlaces de hidrógeno. Los enlaces de hidrógeno son intermoleculares y se forman entre moléculas que contienen un átomo de hidrógeno unido a un átomo muy electronegativo (flúor, oxígeno o nitrógeno). Como el átomo electronegativo atrae el par de electrones del enlace, la molécula se polariza. Los polos negativos de las moléculas son atraídos por los polos positivos de otras, y viceversa, formándose de esta manera los enlaces de hidrógeno.
- Entre las moléculas de H₂O se forman entonces enlaces de hidrógeno pero no se forman entre las moléculas de las demás sustancias de la gráfica. La formación de estos enlaces implica que los puntos de fusión y ebullición de las sustancias que los presentan sean notablemente superiores a los que teóricamente le corresponderían si no tuviesen estos enlaces.
- Será más polar aquella en la que exista mayor diferencia de electronegatividad entre los elementos que forman los enlaces covalentes, o sea, en el caso de agua. La electronegatividad de los anfígenos O, S, Se y Te son respectivamente 3,44, 2,58, 2,55 y 2,10. La molécula de agua será la más polar.



4 Clasifique según la teoría de Brønsted y Lowry, las especies químicas siguientes:



escribiendo la reacción que tiene lugar al disolverlas en agua y el par conjugado de cada una.

- El ión carbonato proviene del ácido carbónico, es una base y se hidroliza captando un protón del agua:

$$\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$$
 Su par conjugado es el ión hidrógenocarbonato.
- El ión amonio proviene del amoníaco, es un ácido y se hidroliza cediendo un protón al agua:

$$\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$$
 Su par conjugado es el amoníaco.
- El ión fluoruro proviene del ácido fluorhídrico, es una base y se hidroliza captando un protón del agua:



Su par conjugado es el ácido fluorhídrico.

5 Un compuesto orgánico de masa molecular 204 contiene un 58,8% de carbono, un 9,8% de hidrógeno y un 31,4% de oxígeno.

- Determine la fórmula molecular del compuesto.
- ¿Qué volumen de oxígeno medido en condiciones normales será necesario para producir la combustión completa de 102 g del compuesto.

Masas atómicas: H: 1. C: 12. O: 16.

- La relación que nos da el problema es en masa. Si se pasa a átomo-gramos tendremos directamente la fórmula empírica del compuesto:

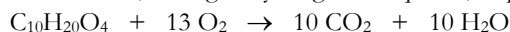
$$58,8 \text{ g C} \cdot \frac{1 \text{ át - g C}}{12 \text{ g C}} = 4,90 \text{ át - g C}$$

$$9,8 \text{ g H} \cdot \frac{1 \text{ át - g H}}{1 \text{ g H}} = 9,80 \text{ át - g H}$$

$$31,4 \text{ g O} \cdot \frac{1 \text{ át - g O}}{16 \text{ g O}} = 1,96 \text{ át - g O}$$

La fórmula empírica sería $C_{4,90}H_{9,80}O_{1,96}$. Lógicamente una fórmula química no se expresa con subíndices fraccionarios. Se refieren esos subíndices a uno de ellos (para eso se dividen todos por el menor) y si siguen apareciendo decimales se multiplican por un número entero hasta que desaparezcan. Después de esto, queda como fórmula empírica: $C_5H_{10}O_2$. La masa molar del compuesto es 204 g, justamente el doble de la masa molar que tendría un compuesto cuya fórmula molecular coincidiese con la empírica. Esto implica que la fórmula molecular del compuesto será: $C_{10}H_{20}O_4$.

- Si un compuesto orgánico con carbono, hidrógeno y oxígeno se quema, se produce dióxido de carbono y agua:



Se calculan los moles de oxígeno necesario y el volumen que ocupan sabiendo que en condiciones normales un mol ocupa 22,4 L:

$$102 \text{ g } C_{10}H_{20}O_4 \cdot \frac{1 \text{ mol } C_{10}H_{20}O_4}{204 \text{ g } C_{10}H_{20}O_4} \cdot \frac{13 \text{ mol } O_2}{1 \text{ mol } C_{10}H_{20}O_4} \cdot \frac{22,4 \text{ L } O_2}{1 \text{ mol } O_2} = 145,6 \text{ L } O_2$$

6 Para conocer la riqueza de un mineral de hierro se toma una muestra de 2,5 g del mismo. Una vez disuelto el hierro en forma de Fe^{2+} , se valora, en medio ácido sulfúrico, con una disolución de $K_2Cr_2O_7$, con lo que se consigue oxidar el Fe (II) a Fe(III), reduciéndose el dicromato a Cr(III).

- Ajuste por el método del ión-electrón la reacción.
- Si en la valoración se han gastado 32 L de disolución 1 N de dicromato de potasio, determine el porcentaje de hierro que hay en la muestra.

Masa atómica del Fe: 56.

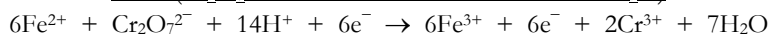
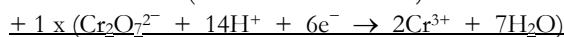
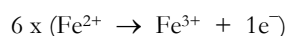
- La reacción iónica correspondiente es:



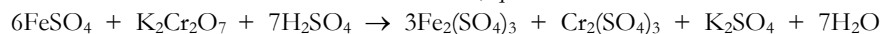
Se oxida el ión hierro (II) a hierro (III): $Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+} + 1e^-$

y se reduce el ión dicromato a ión cromo (III): $Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e^- \rightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O$

Para que el número de electrones intercambiados sea el mismo en ambas reacciones:



Trasladando estos coeficientes a la ecuación molecular, queda:



- Con el volumen de la disolución de dicromato de potasio y su normalidad, se calculan los equivalente-gramos de dicromato, que serán los mismos que los de hierro:

$$(0,032 \text{ LDU}) \cdot \left(\frac{1 \text{ eqg } K_2Cr_2O_7}{1 \text{ LDU}} \right) \cdot \left(\frac{1 \text{ eqg } Fe^{2+}}{1 \text{ eqg } K_2Cr_2O_7} \right) = 0,032 \text{ eq - g de } Fe^{2+}$$

Sólo resta pasar los eq-g a gramos y calcular el porcentaje que esos gramos representan en los 2,5 g de muestra:

$$0,032 \text{ eq - g Fe} \cdot \left(\frac{56 \text{ g Fe}}{1 \text{ eqg Fe}} \right) \cdot \left(\frac{100}{2,5} \right) = 71,7\% \text{ de hierro}$$

1 Formule o nombre los compuestos siguientes:

- Óxido de cobre (I)
- Clorato de plomo (II)
- Dietiléter.
- SO₃
- SnSO₄
- CH₃CH₂CH₂OH

- Cu₂O
- Pb(ClO₃)₂
- CH₃CH₂OCH₂CH₃
- Trióxido de azufre. Óxido de azufre (VI).
- Sulfato de estaño (II). Tetraoxosulfato (VI) de estaño (II).
- 1-Propanol.

2 a. Escribe las configuraciones electrónicas de los elementos con números atómicos 20, 30 y 35.

b. Indique razonadamente, cuál es el ión más estable de cada uno de ellos y escriba sus configuraciones electrónicas.

- Z = 20. 1s²2s²2p⁶3s²3p⁶4s². (Ca)
Z = 30. 1s²2s²2p⁶3s²3p⁶4s²3d¹⁰. (Zn)
Z = 35. 1s²2s²2p⁶3s²3p⁶4s²3d¹⁰4p⁵. (Br)
- El calcio (Z = 20) perderá razonablemente los dos electrones del nivel más externo para adquirir configuración de gas noble. El ión más estable será Ca²⁺ y su configuración electrónica será: 1s²2s²2p⁶3s²3p⁶.
El cinc (Z = 30) perderá razonablemente los dos electrones del nivel más externo (4s) para adquirir una configuración electrónica mucho más estable, con todos sus niveles completos. El ión más estable será Zn²⁺ y su configuración electrónica será: 1s²2s²2p⁶3s²3p⁶3d¹⁰.
El bromo (Z = 35) ganará razonablemente un electrón para adquirir configuración de gas noble. El ión más estable será Br⁻ y su configuración electrónica será: 1s²2s²2p⁶3s²3p⁶4s²3d¹⁰4p⁶.

3 Indique razonadamente si son verdaderas o falsas las siguientes proposiciones:

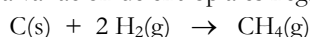
- La energía libre depende de la temperatura.
- No basta que una reacción sea exotérmica para que sea espontánea.
- En una reacción química la variación de entropía es siempre positiva.

- Verdadero. La energía libre depende de la entalpía, de la entropía y de la temperatura: $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$
- Verdadero. Para que una reacción sea espontánea, ha de ser negativa su variación de energía libre que viene dada por la ecuación.

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

Si la reacción transcurre con un aumento del orden molecular, el término de entropía que aparece en la expresión de la energía libre, TΔS, será negativo y si, además, |TΔS| < |ΔH|, la reacción no es espontánea aunque sea exotérmica ya que ΔG > 0.

- Falso. Depende del aumento o disminución de desorden que se produzca. Hay reacciones en la que se pasa a un estado más ordenado y en ellas, la variación de entropía es negativa. Por ejemplo:

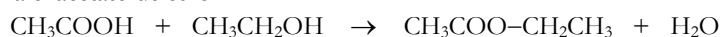


En esta reacción disminuye el número de moles de sustancias gaseosas existentes y por tanto aumentará el orden en el transcurso de la reacción.

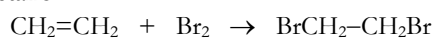
4 Complete y ajuste las siguientes reacciones orgánicas:

- CH₃COOH + CH₃CH₂OH →
- CH₂=CH₂ + Br₂ →
- C₄H₁₀ + O₂ →

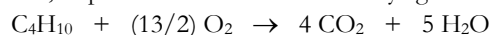
- Esta es una reacción de esterificación, llamada así porque se forma un éster a partir de un ácido y un alcohol, en este caso se forma el acetato de etilo:



- Es una reacción de adición de un halógeno al doble enlace. Se rompe el doble enlace y se produce un derivado dihalogenado, el 1,2-dibromoetano:



- Es una reacción de combustión, se produce dióxido de carbono y agua.



5 Se desean preparar 100 mL de una disolución 2 M de ácido sulfúrico partiendo de otro ácido de densidad 1,68 g/cm³ y riqueza del 65% en peso.

- Calcule el volumen de ácido sulfúrico concentrado necesario.
- Explique el procedimiento que seguiría para su preparación y nombre el material necesario para ello.

Masas atómicas: H: 1. =: 16. S: 32.

- a. Se calcula la cantidad de ácido sulfúrico puro necesario para preparar la segunda disolución:

$$0,1 \text{ L disolución} \cdot \left(\frac{2 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ L disolución}} \right) \cdot \left(\frac{98 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \right) = 19,6 \text{ g H}_2\text{SO}_4$$

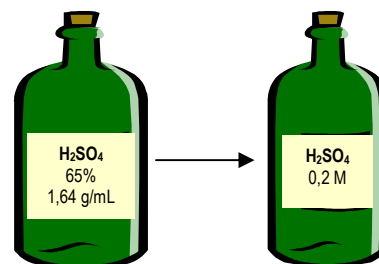
Con la masa de ácido puro se calcula la masa de disolución que se ha de tomar para que ella haya la cantidad de ácido necesaria y después, como se conoce la densidad, se calcula el volumen de la misma ya que las cantidades de disolución se suelen medir en unidades de volumen:

$$19,6 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \cdot \left(\frac{100 \text{ g disolución}}{65 \text{ g de H}_2\text{SO}_4} \right) \cdot \left(\frac{1 \text{ mL disolución}}{1,68 \text{ g disolución}} \right) = 17,9 \text{ mL de la disolución original}$$

- b. Se trata de una dilución, preparar una disolución a partir de otra que está más concentrada.

Material:

- Vaso de precipitados
- Matraz aforado de 100 mL
- Probeta pequeña o pipeta graduada
- Embudo pequeño
- Varilla de vidrio
- Agua destilada
- Disolución original



Procedimiento: El volumen necesario de la disolución original (17,9

mL) se mide con la probeta. Se diluye en una pequeña cantidad de agua destilada comparada con el volumen de disolución que se quiere preparar en un vaso de precipitados y agitando con la varilla. Se vierte con ayuda del embudo al matraz aforado de 100 mL y se lava bien el vaso y la varilla con un poco de agua destilada que también se agrega al matraz completando éste con agua hasta enrasarlo.

6 Una disolución acuosa de una sal de osmio se electroliza durante dos horas con una intensidad de corriente de 1,5 A. Calcule la carga del ión osmio en la disolución, sabiendo que en el cátodo se han depositado 3,548 g de osmio metálico durante la electrolisis.

F = 96500 C. Masa atómica Os: 190,2.

Los equivalentes-gramo de osmio depositados se pueden expresar en función del estado de oxidación del osmio en la sal, n, de la forma:

$$3,548 \text{ g Os} \cdot \left(\frac{n \text{ eq - g Os}}{190,2 \text{ g de Os}} \right) = 1,86 \cdot 10^{-2} n \text{ eq - g de Os}$$

Este número de equivalentes-gramo se puede calcular mediante la carga que ha circulado:

$$Q = I \cdot t = 1,5 \text{ A} \cdot 7200 \text{ s} = 10800 \text{ C}$$

$$10800 \text{ C} \cdot \left(\frac{1 \text{ eq - g Os}}{96500 \text{ C}} \right) = 0,112 \text{ eq - g de Os}$$

Igualando ambos resultados se calcula n:

$$(1,86 \cdot 10^{-3} n) \text{ eq - g de Os} = 0,112 \text{ eq - g Os} \Rightarrow n = 6$$

Se trata de Os⁶⁺.

1 Formule o nombre los compuestos siguientes:

- Óxido de dicloro.
- Carbonato de sodio
- 2,3-Dimetilbutano
- MgBr₂
- Cu(OH)₂
- CH₃CH₂COCH₃

- Cl₂O
- Na₂CO₃
- (CH₃)₂CHCH(CH₃)₂
- Bromuro de magnesio. Dibromuro de magnesio.
- Hidróxido de cobre (II). Dihidróxido de cobre.
- Butanona.

2 Dadas la energías reticulares:

Compuesto	NaF	NaCl	NaBr
U ₀ (kJ/mol)	- 914	- 770	- 728

Razone cómo varían:

- Sus puntos de fusión.
- Su dureza.
- Su solubilidad en agua.

- Los puntos de fusión en los cristales iónicos están directamente relacionados con su energía reticular. Cuanto más alta sea ésta, más estable es el compuesto y más difícil será deshacer la estructura cristalina siendo así mayor su punto de fusión. La energía reticular crece con la carga de los iones y disminuye con el tamaño de los mismos como podemos apreciar en su cálculo:

$$U_0 = - \frac{N_a \cdot A \cdot Z^+ \cdot Z^- \cdot q^2}{4\pi\epsilon_0 \cdot d_0} \cdot \left(1 - \frac{1}{n}\right)$$

donde d₀ representa la distancia interiónica. En orden creciente la energía reticular varía:

$$U_0(\text{NaBr}) < U_0(\text{NaCl}) < U_0(\text{NaF})$$

En ese mismo orden lo harán los puntos de fusión. De hecho, son: 750°C, 801°C y 993°C respectivamente.

- La dureza es la oposición a ser rayado, o sea, a romper enlaces en la estructura cristalina, por lo que sucederá como anteriormente. Aquel que mayor energía reticular posea, más duro será. Variará en el mismo orden:

$$\text{Dureza}(\text{NaBr}) < \text{Dureza}(\text{NaCl}) < \text{Dureza}(\text{NaF})$$

- La solubilidad en agua estará justamente en orden inverso ya que será más difícil solvatar iones cuanto más fuertemente estén unidos, o sea, a mayor energía reticular, menor será la solubilidad:

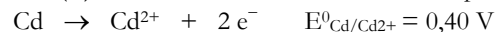
$$\text{Solubilidad}(\text{NaBr}) < \text{Solubilidad}(\text{NaCl}) < \text{Solubilidad}(\text{NaF})$$

3 Explique, mediante la correspondiente reacción, qué sucede cuando en una disolución de sulfato de hierro (II) se introduce una lámina de: a) Cd; b) Zn.

Datos: E⁰ (Zn²⁺/Zn) = - 0,76 V; E⁰ (Fe²⁺/Fe) = - 0,44 V; E⁰ (Cd²⁺/Cd) = - 0,40 V;

Lo único que podría ocurrir si es que ocurre algo, es que las láminas metálicas que se introducen se oxidasen. Veamos si esto puede suceder en cada caso:

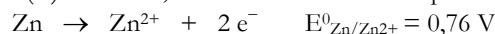
- Si el cadmio se oxida y el hierro (II) se reduce, las semirreacciones correspondientes serían:



La f.e.m. de la pila formada es: E⁰_{pila} = E⁰_{red} + E⁰_{oxid} = E⁰_{Fe²⁺/Fe} + E⁰_{Cd/Cd²⁺} = - 0,44 V + 0,40 V = - 0,04 V

El potencial es negativo y el proceso no se dará de forma espontánea. No ocurrirá nada.

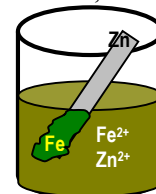
- Si el cinc se oxida y el hierro (II) se reduce, las semirreacciones correspondientes serían:



La f.e.m. de la pila formada es:

$$E^0_{\text{pila}} = E^0_{\text{red}} + E^0_{\text{oxid}} = E^0_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}} + E^0_{\text{Zn}/\text{Zn}^{2+}} = - 0,44 \text{ V} + 0,76 \text{ V} = 0,32 \text{ V}$$

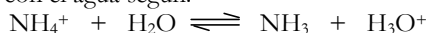
Ahora es positivo y el proceso se dará de forma espontánea. Se disuelve la lámina de cinc y se deposita hierro.



4 Se tienen disoluciones acuosas 0,1 M de los siguientes compuesto: amoníaco, nitrato de potasio, cloruro de amonio y ácido nítrico.

- Ordénelas según el valor creciente de su pH. Razone la respuesta.
- Indique si se puede formar con alguna de ellas una disolución reguladora.

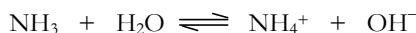
- a. La de menor pH será la del ácido nítrico por ser de un ácido fuerte que se encuentra completamente disociado. A continuación la de cloruro de amonio. Éste es una sal que proviene de un ácido fuerte (clorhídrico) y una base débil (amoníaco) y cuando se disuelve en agua producirá iones cloruro y amonio. Los iones cloruro constituyen la base conjugada del ácido clorhídrico, es por tanto una base muy débil que no se hidrolizará. Pero sí lo hará el amonio, que reacciona con el agua según:



Se generan hidrogenoiones y su pH será menor que 7 pero no tanto como en el caso del ácido nítrico.

Después la disolución de nitrato de potasio, que proviene del ácido nítrico y del hidróxido de potasio, ambos fuertes. Cuando se disuelve origina iones que constituyen una base y un ácido conjugados débiles, que no reaccionarán con el agua y el pH será 7.

Por último, la disolución de amoníaco. Se trata de una base débil que cuando se ioniza en agua produce iones hidroxilos y el pH será mayor que 7.



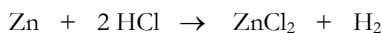
- b. Las disoluciones reguladoras se forman mezclando en una misma disolución un ácido débil y una sal de éste ácido combinado con una base fuerte o una base débil y una sal de ésta base combinada con un ácido fuerte. A éste segundo caso pertenece, de las sustancias anteriores, la que formarían amoníaco y el cloruro de amonio

5 Se mezclan 20 g de cinc puro con 200 mL de una disolución de HCl 6 M. Cuando termina el desprendimiento de hidrógeno:

- a. ¿Qué quedará en exceso, ácido o cinc?
b. ¿Qué volumen de hidrógeno medido a 27°C y 760 mm Hg se habrá desprendido?

Datos: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$. Masas atómicas: H: 1. Cl: 35,5. Zn: 65,4.

- a. La reacción referida es:



Se averigua la cantidad necesaria de cualquiera de los dos reactivos para que reaccione con la cantidad dada del otro:

$$20 \text{ g Zn} \cdot \left(\frac{1 \text{ mol Zn}}{65,4 \text{ g Zn}} \right) \cdot \left(\frac{2 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol Zn}} \right) \cdot \left(\frac{1 \text{ L disolución}}{6 \text{ mol HCl}} \right) = 102 \text{ mL disolución} < 200 \text{ mL disolución}$$

Quedará en exceso el ácido clorhídrico y sobran 98 mL (200 mL – 102 mL) de la disolución del mismo.

- b. Como el reactivo limitante es el cinc, partimos de él para calcular los moles de H₂ que se obtienen y con ellos se calcula el volumen que ocupa con la ecuación de los gases ideales.

$$20 \text{ g Zn} \cdot \left(\frac{1 \text{ mol Zn}}{65,4 \text{ g Zn}} \right) \cdot \left(\frac{1 \text{ mol H}_2}{1 \text{ mol Zn}} \right) = 0,3 \text{ mol H}_2$$

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{0,3 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 300 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 7,38 \text{ L H}_2$$

6 Para la reacción:



el valor de K_c a 360°C, es 0,58. En un recipiente de 5 L se introducen 2,0 moles de Cl₂, 1,5 moles de PCl₃ y 0,15 moles de PCl₅.

- a. Calcule las concentraciones de todas las especies presentes en el equilibrio.
b. Calcule las presiones parciales de cada una de las especies presentes en el equilibrio.

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

Las concentraciones iniciales son:

$$[\text{PCl}_5] = \frac{1,5 \text{ mol PCl}_5}{5 \text{ L}} = 0,3 \text{ mol/L} \quad [\text{PCl}_3] = \frac{1,5 \text{ mol PCl}_3}{5 \text{ L}} = 0,3 \text{ mol/L} \quad [\text{Cl}_2] = \frac{2,0 \text{ mol Cl}_2}{5 \text{ L}} = 0,4 \text{ mol/L}$$

- a. Calculamos el cociente de reacción para ver hacia donde se desplaza la reacción:

$$Q = \frac{\left(\frac{1,5 \text{ mol PCl}_3}{5 \text{ L}} \right) \cdot \left(\frac{2,0 \text{ mol Cl}_2}{5 \text{ L}} \right)}{\left(\frac{0,15 \text{ mol PCl}_5}{5 \text{ L}} \right)} = 4 > K_c$$

La reacción se desplazará aumentando la concentración de pentacloruro de fósforo y disminuyendo la de cloro y tricloruro de fósforo para disminuir Q y aproximarse al valor de K_c , o sea, a la izquierda. Llamando x a la concentración que se disocia, construimos la tabla siguiente basada en la estequiometría de la reacción:

	PCl ₅	PCl ₃	Cl ₂
Concentración inicial	0,3	0,3	0,4
Concentración que se disocia	-	x	x
Concentración en equilibrio	0,3 + x	0,3 - x	0,4 - x

Sustituyendo en la expresión de K_c y despejando x:

$$0,58 = \frac{(0,3 - x) \cdot (0,4 - x)}{(0,03 + x)} \Rightarrow x_1 = 0,086; x_2 = 1,194$$

La segunda solución es absurda, no se pueden disociar 1,194 mol/L cuando sólo se dispone de 0,3 mol/L. Por tanto, en el equilibrio las concentraciones serán:

$$[\text{PCl}_5] = 0,116 \text{ mol/L}; [\text{PCl}_3] = 0,214 \text{ mol/L}; [\text{Cl}_2] = 0,314 \text{ mol/L};$$

- b. Aplicando la ecuación de los gases ideales a cada gas:

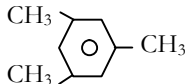
$$P_i = \frac{n_i RT}{V} = [i] RT$$

$$P_{\text{PCl}_5} = [\text{PCl}_5] RT = 6,02 \text{ atm}; P_{\text{PCl}_3} = [\text{PCl}_3] RT = 11,11 \text{ atm}; P_{\text{Cl}_2} = [\text{Cl}_2] RT = 16,30 \text{ atm}$$

1 Formule o nombre los compuestos siguientes:

- Óxido de sodio
- Dicromato de potasio
- 1,3,5-Trimetilbenceno
- $\text{Pb}(\text{ClO}_3)_2$
- NH_3
- $\text{CH}_2=\text{CHCH}_2\text{CH}_3$

- Na_2O
- $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
- CH_3



- Clorato de plomo (II). Bis[trioxoclorato(V)] de plomo (II)
- Amoníaco.
- 1-Buteno.

2 Exprese en moles las siguientes cantidades de dióxido de azufre:

- 11,2 litros, medidos en condiciones normales de presión y temperatura.
- $6,023 \cdot 10^{22}$ moléculas.
- 35 litros medidos a 27°C y 2 atm de presión.

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

- En condiciones normales de presión y temperatura, un mol de cualquier sustancia gaseosa ocupa un volumen de 22,4 L, luego:

$$11,2 \text{ L SO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol SO}_2}{22,4 \text{ L SO}_2} = 0,50 \text{ mol SO}_2$$

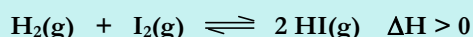
- Según la ley de Avogadro, en 1 mol de cualquier sustancia molecular hay $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas.

$$6,023 \cdot 10^{22} \text{ moléculas SO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol SO}_2}{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas SO}_2} = 0,10 \text{ mol SO}_2$$

- Aplicando la ecuación de los gases ideales:

$$n = \frac{PV}{RT} = \frac{2 \text{ atm} \cdot 35 \text{ L}}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 300 \text{ K}} = 2,85 \text{ mol SO}_2$$

3 Dado el equilibrio:



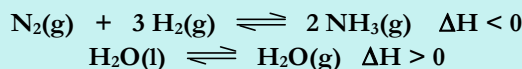
Justifique la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:

- Al aumentar la concentración de hidrógeno el equilibrio no se desplaza porque no puede variar la constante de equilibrio.
- Al aumentar la presión total, el equilibrio se desplaza a la izquierda.
- Al aumentar la temperatura, el equilibrio no se modifica.

El Principio de Le Châtelier, establece que "si un sistema en equilibrio es perturbado, el sistema evoluciona para contrarrestar dicha perturbación, llegando a un nuevo estado de equilibrio". Basándonos en él:

- Falso. Al aumentar la concentración de hidrógeno el equilibrio se desplaza hacia la derecha para consumir dicho aumento de concentración, precisamente porque no puede variar el valor de la constante de equilibrio.
- Falso. No existe variación del número de sustancias gaseosas en la reacción, por lo que la variación de presión no influirá en la misma, no desplazará el equilibrio.
- Falso. Un aumento de temperatura desplazará la reacción en el sentido en que se consuma la energía aportada, o sea, en sentido endotérmico. Se desplazará hacia la derecha.

4 Dados los procesos :



- Indique de forma razonada cómo será el signo de ΔS en cada proceso.
- Analice la espontaneidad de ambos procesos.

La entropía mide el desorden molecular existente en un sistema. Una variación positiva de la entropía implica un aumento de dicho desorden a medida que transcurre el proceso.

- En esta reacción, por cada cuatro moles de sustancias gaseosas que desaparecen, sólo aparecen dos, o sea, se pasa a un estado menos desordenado y la variación de entropía será negativa.

- b. En este proceso se está pasando de un estado líquido a un estado gaseoso mucho más desordenado por tanto. La variación de entropía será positiva.

Los sistemas físicos y químicos tienden siempre al mínimo de energía y al máximo de desorden. La espontaneidad de un proceso depende pues de la energía y de la entropía, relacionadas a través de la de la energía libre de Gibbs.

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

Para que un proceso sea espontáneo, esta energía ha de tener valor negativo. Entonces:

- a. La primera reacción transcurre con una disminución del desorden y con desprendimiento de energía (exotérmica). Para que sea espontánea tendrá que suceder que $|\Delta H| > |T\Delta S|$. Lo será más fácilmente cuanto menor sea la temperatura.
- b. Justamente lo contrario. Es un proceso endotérmico con aumento del desorden. Será espontáneo cuando suceda que $|\Delta H| < |T\Delta S|$, por lo que, en este caso, interesarán temperaturas altas.

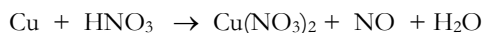
5 El monóxido de mononitrógeno gaseoso (NO) se prepara por reacción del cobre con ácido nítrico, obteniéndose, además, nitrato de cobre (II) y agua.

a. Ajuste la reacción por el método del ión-electrón.

b. ¿Cuántos moles de ácido y qué peso de cobre se necesitan para preparar 100 cm³ de NO medidos a 730 mm de mercurio y a la temperatura de 25°C?

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

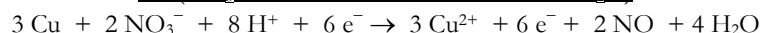
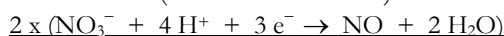
a. La reacción referida es:



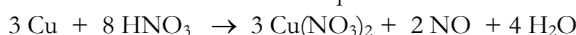
Se oxida el cobre metálico a ión Cu²⁺: $\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^-$

y se reduce el ión nitrato a monóxido de nitrógeno: $\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3\text{e}^- \rightarrow \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$

Para que el número de electrones intercambiados en ambas semirreacciones sea el mismo:



Trasladando estos coeficientes a la reacción molecular queda:



b. Se calculan los moles de NO presentes en los 100 cm³:

$$\left(\frac{0,1\text{L} \cdot 0,96\text{at}}{0,082(\text{at} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{m}^{-1}) \cdot 298\text{K}} \right) = \left(\frac{8\text{moles HNO}_3}{2\text{moles NO}} \right) = 3,9 \cdot 10^{-3} \text{ moles NO}$$

Con ellos se calculan los moles de ácido nítrico y el peso de cobre:

$$3,9 \cdot 10^{-3} \text{ mol NO} \cdot \left(\frac{8\text{moles HNO}_3}{2\text{moles NO}} \right) = 0,016 \text{ moles HNO}_3$$

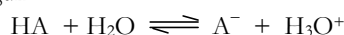
$$(0,016 \text{ moles HNO}_3) \cdot \left(\frac{3\text{moles Cu}}{8\text{moles HNO}_3} \right) \cdot \left(\frac{63,5\text{g Cu}}{1\text{mol Cu}} \right) = 0,38 \text{ g Cu}$$

6 Cuando se disuelven en agua 2,5 g del ácido "HA" hasta alcanzar un volumen de 250 mL, el pH de la disolución es 4. Sabiendo que la masa molar del ácido es 52,5 g:

a. Calcule la constante de disociación.

b. Explique el procedimiento que seguiría para su preparación y describa el material necesario para ello.

Se trata de un ácido débil que se disocia según:



cuya concentración inicial es:

$$[\text{HA}] = \left(\frac{2,5\text{g HA}}{0,25\text{L disolución}} \right) \cdot \left(\frac{1\text{mol HA}}{52,5\text{g HA}} \right) = 0,19\text{M}$$

a. Como se conoce el pH de la disolución, se puede calcular con la definición del mismo, la concentración de H₃O⁺:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-4}$$

Se puede construir la tabla de disociación con los datos conocidos y sustituir en la expresión de la constante:

	HA	A ⁻	H ₃ O ⁺
Inicial	0,19	-	-
Disocian	10 ⁻⁴	-	-
Equilibrio	0,19 - 10 ⁻⁴	10 ⁻⁴	10 ⁻⁴

$$K_a = \frac{(10^{-4})^2}{0,19 - 10^{-4}} \approx \frac{10^{-8}}{0,19} = 5,26 \cdot 10^{-8}$$

b. Se pesan los 2,5 g de dicho ácido en la balanza. Se diluyen en una pequeña cantidad de agua destilada comparada con el volumen de disolución que se quiere preparar en un vaso de precipitados y agitando con la varilla. Se vierte con ayuda del embudo al matraz aforado de 250 mL y se lava bien el vaso y la varilla con un poco agua destilada que también se agrega al matraz completando éste con agua hasta enrasarlo.

1 Formule o nombre los compuestos siguientes:

- Óxido de magnesio.
- Óxido de vanadio (V)
- 1,2-Etanodiol
- AgI
- NaHSO₃
- CH₃CH₂NH₂

- MgO
- V₂O₅
- CH₂OHCH₂OH
- Yoduro de plata.
- Hidrósulfato de sodio. Hidrógenotrioxosulfato (IV) de sodio.
- Etilamina. Etanamina.

2 Cuatro elementos diferentes A, B, C y D tienen números atómicos 6, 9, 13 y 19 respectivamente. Se desea saber, sin necesidad de identificarlos:

- La configuración electrónica y el número de electrones de valencia de cada uno de ellos.
- El orden de menor a mayor según su electronegatividad.
- La fórmula de los compuestos resultante al combinarse B con cada uno de los restantes elementos así como el tipo de enlace que formarán.

- Electrones de valencia son los que cada elemento presenta en su último de la configuración electrónica. Así:
A (Z = 6) 1s²2s²2p² (4 electrones de valencia)
B (Z = 9) 1s²2s²2p⁵ (7 electrones de valencia)
C (Z = 13) 1s²2s²2p⁶3s²3p¹ (3 electrones de valencia)
D (Z = 19) 1s²2s²2p⁶3s²3p⁶4s¹ (1 electrón de valencia)
- La electronegatividad es una medida de la tendencia de los átomos para atraer los electrones de otro, en un enlace covalente. Será mayor cuanto más pequeño sea el átomo ya que de esta forma su núcleo se encuentra más cerca de los electrones del otro átomo. Por esta razón el orden creciente de electronegatividades será:
$$\epsilon_D < \epsilon_C < \epsilon_A < \epsilon_B.$$
Las electronegatividades de estos elementos son concretamente:
 $(\epsilon_K: 0,82, \epsilon_{Al}: 1,61, \epsilon_C: 2,55; \epsilon_F: 4,00).$
- B es un no metal de grupo 17 (es flúor). Con metales como son C y D, elementos de los grupos 13 y 1 respectivamente, formará enlaces iónicos, ya que la diferencia de electronegatividad entre ellos es mayor que 1,7 y sus fórmulas respectivas serán: CB₃ y CB. Con no metales como el A, elemento del grupo 14, formará un enlace covalente y la fórmula del compuesto será: AB₄.

3 Escriba la reacción de hidrólisis de las siguientes sales e indique si el pH será ácido, básico o neutro:

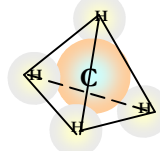
- CH₃COONa
- KNO₃
- NH₄Cl

- El acetato de sodio proviene del ácido acético y del hidróxido de sodio. Cuando se disuelve en agua se disocia:
$$\text{CH}_3\text{COONa} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{Na}^+$$
El Na⁺ no reaccionará con el agua, pero el ión acetato si se hidroliza de la forma:
$$\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^-$$
En la hidrólisis se generan hidroxilos y la disolución tendrá carácter básico, pH > 7.
- El nitrato de potasio proviene del ácido nítrico y del hidróxido de potasio. Cuando se disuelve en agua se disocia:
$$\text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NO}_3^- + \text{K}^+$$
Ni el K⁺ ni el NO₃⁻ se hidrolizan por provenir respectivamente de una base y un ácido fuertes. No se generan ni OH⁻ ni H₃O⁺ por lo que la disolución se mantendrá neutra, pH = 7.
- El cloruro de amonio proviene del ácido clorhídrico y del amoníaco. Cuando se disuelve en agua se disocia:
$$\text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{Cl}^-$$
El Cl⁻ no reaccionará con el agua, pero el ión amonio si se hidroliza de la forma:
$$\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$$
En la hidrólisis se generan hidrógenoiones y la disolución tendrá carácter ácido, pH < 7.

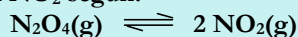
4 Justifique la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:

- Los hidrocarburos saturados son más reactivos que los insaturados.
- Grupo funcional es un átomo o grupo de átomos que le confieren a una cadena hidrocarbonada unas propiedades químicas características.
- En el metano, el carbono presenta hibridación sp³.

- a. Falso. En una molécula de alcano los únicos enlaces químicos existentes son los sencillos entre átomos de carbono y entre átomos de carbono e hidrogeno. Debido a la gran estabilidad de estos enlaces los alcanos son poco reactivos, por lo cual se los denomina también parafinas.
- b. Verdadero. Esta es la definición de grupo funcional.
- c. Verdadero. Alrededor del carbono hay cuatro zonas de máxima densidad electrónica que corresponden a los cuatro pares de electrones compartidos, a los cuatro orbitales híbridos de tipo sp^3 .



5 En un matraz de 1 L de capacidad en el que se ha hecho el vacío, se introducen 0,0724 moles de N_2O_4 y se calienta a 35° . Parte de N_2O_4 se disocia en NO_2 según:



Cuando se alcanza el equilibrio, la presión total es 2,17 atm. Calcule:

- a. El grado de disociación del N_2O_4 .
- b. La presión parcial del NO_2 en el equilibrio y el valor de K_C .

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

- a. Llamando n al número de moles iniciales de N_2O_4 y α al grado de disociación, construimos la tabla:

	N_2O_4	NO_2	Total
Moles iniciales	n		n
Moles disociados	$n\alpha$		$n\alpha$
Moles en equilibrio	$n(1 - \alpha)$	$2n\alpha$	$n(1 + \alpha)$

Aplicando la ecuación de los gases ideales a los moles presentes en el equilibrio:

$$PV = n(1 + \alpha)RT; \quad \alpha = \frac{PV}{nRT} - 1 = \frac{2,17 \text{ atm} \cdot 1 \text{ L}}{0,0724 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 308 \text{ K}} - 1 = 0,187$$

- b. Según la ley de Dalton de las presiones parciales:

$$P_{N_2O_4} = x_{N_2O_4} \cdot P = \frac{n(1 - \alpha)}{n(1 + \alpha)} \cdot P = \frac{1 - \alpha}{1 + \alpha} \cdot P = \frac{1 - 0,187}{1 + 0,187} \cdot 2,17 \text{ atm} = 1,49 \text{ atm}$$

Para calcular el valor de la constante K_C bastará con sustituir los valores de concentraciones en su expresión:

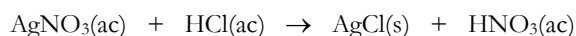
$$K_C = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]} = \frac{\left(\frac{2n\alpha}{V}\right)^2}{\frac{n(1 - \alpha)}{V}} = \frac{\left(\frac{2 \cdot 0,0724 \text{ mol} \cdot 0,187}{1 \text{ L}}\right)^2}{\frac{0,0724 \text{ mol} \cdot (1 - 0,187)}{1 \text{ L}}} = 0,0124 \text{ mol/L}$$

6 Se disuelven 5 g de nitrato de plata impuro en 500 mL de agua. Si al añadir a esta disolución 20 mL de otra disolución de ácido clorhídrico de densidad $1,07 \text{ g/cm}^3$ y riqueza del 4% en peso, precipita toda la plata como cloruro de plata, calcule:

- a. La riqueza de la muestra de nitrato de plata.
- b. La molaridad del ácido clorhídrico.

Masas atómicas: H: 1. N: 14. O: 16. Cl: 35,5. Ag: 108.

- a. La reacción referida es:



Se calcula los gramos de HCl añadidos a la disolución problema:

$$20 \text{ mL disolución} \cdot \frac{1,07 \text{ g disolución}}{1 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{4 \text{ g HCl}}{100 \text{ g disolución}} = 0,856 \text{ g HCl}$$

y con ellos la masa de nitrato de plata:

$$0,856 \text{ g HCl} \cdot \frac{170 \text{ g AgNO}_3}{36,5 \text{ g HCl}} = 3,99 \text{ g AgNO}_3$$

Sólo resta calcular la pureza de los 5 g de muestra que contienen 3,99 g de nitrato de plata puros:

$$3,99 \text{ g AgNO}_3 \cdot \frac{100}{5 \text{ g}} = 79,8\%$$

- b. Anteriormente se ha calculado que en los 20 mL de la disolución hay 0,856 g de ácido clorhídrico. Esta cantidad se expresa en moles y se divide por el volumen que los contiene:

$$\frac{0,856 \text{ g HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}}}{0,02 \text{ L}} = 1,17 \text{ M}$$

1 Formule o nombre los compuestos siguientes:

- Tetrafluoruro de silicio
- Óxido de rubidio
- Ácido etanoico
- $\text{Pb}_3(\text{PO}_4)_2$
- ZnS
- $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{NH}_2$

- SiF_4
- Rb_2O
- CH_3COOH
- Fosfato de plomo (II). Ortofosfato de plomo (II). Bis[tetraoxofosfato (V)] de plomo (II).
- Sulfuro de cinc.
- Propilamina. Propanamina.

2 a. ¿Cuántos gramos de H_2Se hay en 0,50 moles de H_2Se ?
 b. ¿Cuántas moléculas de H_2Se habrá?
 c. ¿Cuántos átomos hay en total?

Masas atómicas: H: 1. Se: 79.

- a. La masa molar del sulfuro de hidrógeno es 34 g:

$$0,5 \text{ mol H}_2\text{S} \cdot \frac{34 \text{ g H}_2\text{S}}{1 \text{ mol H}_2\text{S}} = 17 \text{ g H}_2\text{S}$$

- b. En cada mol hay $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas:

$$0,5 \text{ mol H}_2\text{S} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{22} \text{ moléculas H}_2\text{S}}{1 \text{ mol H}_2\text{S}} = 3,011 \cdot 10^{23} \text{ moléculas H}_2\text{S}$$

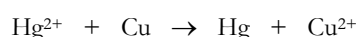
- c. En cada molécula hay tres átomos (2 de hidrógeno y 1 de oxígeno):

$$3,011 \cdot 10^{23} \text{ moléculas H}_2\text{S} \cdot \frac{3 \text{ átomos}}{1 \text{ molécula H}_2\text{S}} = 9,034 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

3 Con los pares Hg^{2+}/Hg y Cu^{2+}/Cu , cuyos potenciales estándar son respectivamente, 0,95 y 0,34 V, se construye una pila electroquímica.

- Escriba las semireacciones y la reacción global.
- Indique el electrodo que actúa como cátodo y el que actúa como ánodo.
- Calcule la fuerza electromotriz de la pila.

- a. El par de mayor potencial de reducción es el formado por Hg^{2+}/Hg . Él se reduce y el cobre se oxidará:



- b. El cátodo es el electrodo donde transcurre la reducción, o sea, el de mercurio. El electrodo de cobre actuará como ánodo.
 c. El potencial de la pila se calcula sumando los potenciales de reducción y de oxidación de cada electrodo:

$$E^0 = E_{\text{Hg}^{2+}/\text{Hg}}^0 + E_{\text{Cu}/\text{Cu}^{2+}}^0 = 0,95 \text{ V} + (-0,34 \text{ V}) = 0,61 \text{ V}$$

4 Justifique la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:

- Algunas reacciones exotérmicas no son espontáneas.
- En ciertas reacciones químicas, la variación de entalpía coincide con la variación de energía interna.
- La variación de entropía de una reacción espontánea puede ser negativa.

- a. Verdadero. La espontaneidad de un proceso viene dada por la variación de energía libre, ΔG , que ha de tener un valor negativo para que sea espontáneo. Esta variación depende de la entalpía y la entropía relacionadas mediante la ecuación:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

En aquellas reacciones exotérmicas en las que la variación de entropía sea negativa, es decir, transcurran con un aumento del orden molecular, y además $|\Delta H| < |T\Delta S|$, la variación de energía libre es positiva y la reacción no será espontánea.

- b. Verdadero. Ambas, variación de entalpía y variación de energía interna, están relacionadas mediante la ecuación:

$$\Delta H = \Delta U + \Delta nRT$$

donde Δn representa la variación del número de moles de sustancias gaseosas en la reacción. Si ésta no se

produce, $\Delta n = 0$, los valores de las dos coinciden: $\Delta H = \Delta U$.

- c. Verdadero. Siempre y cuando la reacción sea exotérmica, $\Delta H < 0$, y suceda que: $|\Delta H| > |T\Delta S|$. De esta forma $\Delta G < 0$ y la reacción es espontánea.

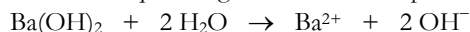
5

- a. Calcule el pH de 100 mL de una disolución obtenida al disolver 4,5 g de hidróxido de bario octahidratado.

- b. Describa el material de laboratorio necesario y el procedimiento a seguir para preparar la disolución.

Masas atómicas: H: 1. O: 16. Ba: 137,3.

- a. El hidróxido de bario es una base fuerte que en agua se disocia completamente de la forma:



La concentración de hidroxilos será el doble de la de hidróxido de bario:

$$[\text{OH}^-] = \frac{4,5 \text{ g Ba(OH)}_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}}{0,1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{171,3 \text{ g Ba(OH)}_2}{315,2 \text{ g Ba(OH)}_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}} \cdot \frac{1 \text{ mol Ba(OH)}_2}{171,3 \text{ g Ba(OH)}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol OH}^-}{1 \text{ mol Ba(OH)}_2} = 0,285 \text{ M}$$

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log 0,285 = 0,54 \Rightarrow \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 13,46$$

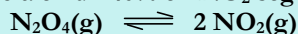
- b. Con un pesasustancias, se pesa en una balanza los 4,5 g de hidróxido de bario octahidratado. Se diluye en una pequeña cantidad de agua destilada comparada con el volumen de disolución que se quiere preparar en un vaso de precipitados y agitando con la varilla. Se vierte con ayuda del embudo al matraz aforado de 100 mL y se lava bien el vaso y la varilla con un poco de agua destilada que también se agrega al matraz completando éste con agua hasta enrasarlo.

Material y productos:

- Vaso de precipitados
- Matraz aforado de 100 mL
- Embudo pequeño
- Varilla de vidrio
- Agua destilada
- Hidróxido de bario octahidratado.

6

A 50°C y presión de 1 atm, el N_2O_4 se disocia en un 40% en NO_2 según la reacción:



Calcule:

- a. Las constante de equilibrio K_c y K_p .

- b. El grado de disociación del N_2O_4 a la misma temperatura pero a una presión de 10 atm.

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

- c. Llamando n al número de moles iniciales de N_2O_4 y α al grado de disociación, construimos la tabla:

	N_2O_4	NO_2	Total
Moles iniciales	n		n
Moles disociados	$n\alpha$		$n\alpha$
Moles en equilibrio	$n(1 - \alpha)$	$2n\alpha$	$n(1 + \alpha)$

Calculando la constante K_p en función de n y α , queda:

$$K_p = \frac{(P_{\text{NO}_2})^2}{P_{\text{N}_2\text{O}_4}} = \frac{(x_{\text{NO}_2} \cdot P)^2}{x_{\text{N}_2\text{O}_4} \cdot P} = \frac{\left(\frac{2n\alpha}{n(1+\alpha)} \cdot P\right)^2}{\frac{n(1-\alpha)}{n(1+\alpha)} \cdot P} = \frac{\left(\frac{2\alpha}{1+\alpha}\right)^2 \cdot P}{\frac{1-\alpha}{1+\alpha}} = \frac{4\alpha^2}{1-\alpha^2} \cdot P$$

Sin más que sustituir:

$$K_p = \frac{4 \cdot 0,40^2}{1 - 0,40^2} \cdot 1 \text{ atm} = 0,76 \text{ atm}$$

A partir de K_p , se obtiene K_c :

$$K_c = K_p (RT)^{-\Delta n} = 0,76 \text{ atm} \cdot (0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 323 \text{ K})^{-1} = 0,029 \text{ mol/L}$$

- d. Si la temperatura no cambia, el valor de K_p tampoco lo hará. Sustituyendo en la expresión obtenida para K_p :

$$K_p = \frac{4\alpha^2}{1-\alpha^2} \cdot P \Rightarrow 0,76 \text{ atm} = \frac{4\alpha^2}{1-\alpha^2} \cdot 10 \text{ atm} \Rightarrow \alpha = 13,6\%$$

Es lógico el valor obtenido. Si se aumenta la presión en el equilibrio, éste, según el principio de Le Chatelier, se desplazará hacia donde menos números de moles gaseosos aparezcan para disminuir la presión. En este caso se desplaza la izquierda y así disminuye el grado de disociación, pasa de un 40,0% a un 13,6%.

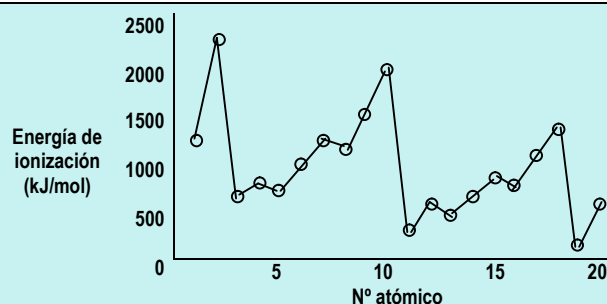
1 Formule o nombre los compuestos siguientes:

- Yoduro de talio (I)
- Sulfato de aluminio
- 1,3-Pentadieno
- NiBr₂
- Hg(OH)₂
- CH₃CH₂CHOHCH₃

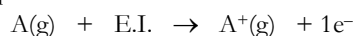
- TII
- Al₂(SO₄)₃
- CH₂=CH-CH=CH-CH₃
- Dibromuro de níquel. Bromuro de níquel (II).
- Hidróxido de mercurio (II). Dihidróxido de mercurio.
- 2-Butanol.

2 La gráfica adjunta relaciona valores de energía de ionización (E.I.) con los números atómicos de los elementos. Con la información que obtenga de ella:

- Justifique la variación periódica de los valores de E.I.
- Enumere los factores que influyen en esta variación y razone la influencia del factor determinante.



El potencial de ionización o energía de ionización, E.I., es la mínima energía que hay que suministrar a un átomo neutro, gaseoso y en su estado fundamental, para quitarle el electrón más débil retenido. Podemos expresarlo así:



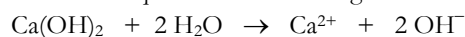
La primera energía de ionización depende de tres factores:

- Radio atómico: en los elementos de un mismo grupo la energía de ionización disminuye a medida que aumenta el número atómico, ya que al descender en el grupo el último electrón se sitúa en orbitales cada vez más alejados del núcleo y, además, los electrones de las capas interiores ejercen un efecto de apantallamiento frente a la atracción nuclear sobre los electrones periféricos por lo que resulta más fácil extraerlos.
- Apantallamiento: en los elementos de un mismo período, la energía de ionización crece a medida que aumenta el número atómico, se debe a que el electrón diferenciador está situado en el mismo nivel energético, mientras que la carga del núcleo aumenta, por lo que será mayor la fuerza de atracción y, por otro lado, el número de capas interiores no varía y el efecto de apantallamiento no aumenta.
- Estructura electrónica: el aumento en un mismo período no es continuo, (en el caso del berilio y el nitrógeno se obtienen valores más altos que lo que podía esperarse por comparación con los otros elementos del mismo período, aumento debido a la estabilidad que presentan las configuraciones s² y s²p³, respectivamente). Lógicamente, para los gases nobles tendremos los valores más altos de energías de ionización por ser los de configuración electrónica más estable.

3 Calcule el pH de una disolución 0,1 M de:

- Hidróxido de calcio.
- Ácido nítrico.
- Cloruro de calcio.

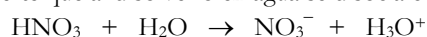
- El hidróxido de calcio es una base fuerte que al disolverla en agua se disocia completamente de la forma:



Por cada mol de hidróxido disociado aparecen dos de OH⁻. la concentración de hidroxilos en la disolución será entonces el doble de la concentración inicial de hidróxido de calcio, o sea, 0,2 M. Con ella se calcula el pOH y con éste, el pH:

$$pOH = -\log [OH^-] = -\log 0,2 = 0,7 \Rightarrow pH = 14 - pOH = 13,3$$

- El ácido nítrico es un ácido fuerte que al disolverlo en agua se disocia completamente de la forma:



La concentración de iones [H₃O⁺] es 0,1 y el pH:

$$pOH = -\log [H_3O^+] = -\log 0,1 = 1,0$$

- Cuando el cloruro de calcio se disuelve en agua, se disocia completamente en iones Cl⁻ y en iones Ca²⁺. Ambos provienen de un ácido y una base fuertes respectivamente (ácido clorhídrico e hidróxido de calcio), por lo que constituyen una base y un ácido tan débiles que no se hidrolizarán, no reaccionarán con el agua para generar hidrógenoiones o hidroxilos. La disolución se mantendrá neutra y su pH será 7.

4 Justifique la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:

- El agua pura es mala conductora de la electricidad.
- El cloruro de sodio, en estado sólido, conduce la electricidad.
- La disolución formada por cloruro de sodio en agua conduce la electricidad.

- Verdadero. La conductividad eléctrica es una medida de la capacidad de una sustancia para conducir una corriente eléctrica a través de sí mismo; depende de la presencia de iones, de su concentración total, su movilidad y valencia, y de la temperatura de medición. En el agua pura la concentración iones es muy baja y por tanto será mala conductora del agua, pero basta la presencia de algunos iones (agua potable) para aumente considerablemente su conductividad.
- Falso. Para que una sustancia sea conductora de la electricidad se requieren dos premisas: que tenga cargas eléctricas, el cloruro de sodio las tiene, y que éstas estén libres para poder circular, en el cloruro de sodio ocupan posiciones definidas. Por esta razón no conduce la electricidad si no está disuelto o fundido porque de ambas maneras las cargas pueden adquirir movimiento.
- Verdadero. Contestado en el apartado anterior.

5 El ácido sulfúrico concentrado reacciona con el bromuro de potasio para dar bromo, sulfato de potasio, dióxido de azufre y agua.

- Ajuste la reacción por el método ión-electrón.
- Calcule el volumen de bromo líquido (densidad 2,91 g/cm³) que se obtendrá al tratar 59,5 g de bromuro de potasio con suficiente cantidad de ácido sulfúrico.

Datos: Masas atómicas: K: 39. Br: 80.

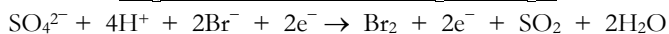
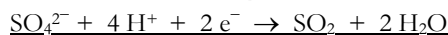
- La reacción iónica del problema es:



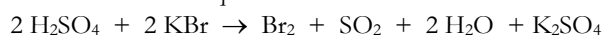
En ella se oxida el ión bromuro hasta bromo molecular: $2\text{Br}^- \rightarrow \text{Br}_2 + 2\text{e}^-$

y se reduce el ión sulfato hasta dióxido de azufre: $\text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

Como el número de electrones intercambiados en ambas semirreacciones es el mismo, se suman y queda:



Se simplifica y se trasladan los coeficientes estequiométricos a la reacción molecular:



- Con la masa de bromuro de potasio empleada se calcula la masa de bromo que se obtendrá:

$$(59,5\text{ g KBr}) \cdot \left(\frac{1\text{ mol KBr}}{119\text{ g Br}} \right) \cdot \left(\frac{1\text{ mol Br}_2}{2\text{ moles KBr}} \right) \cdot \left(\frac{160\text{ g Br}_2}{1\text{ mol Br}} \right) = 40\text{ g Br}_2$$

el problema pide el volumen de bromo líquido que se calculará con la masa obtenida y la densidad del mismo:

$$40\text{ g Br}_2 \cdot \left(\frac{1\text{ ml Br}_2}{2,91\text{ g Br}_2} \right) = 13,74\text{ ml Br}_2$$

6 A partir de los datos tabulados correspondientes a energías de enlaces:

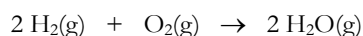
Enlace	Energía de enlace (kJ/mol)
H-H	436
O=O	494
O-H	460

- Calcule la entalpía de formación del agua en estado gaseoso.
- Compare el resultado obtenido con este método con el calculado a partir de sus elementos (- 247 kJ/mol) aportando una posible explicación a la discrepancia si es que la hubiera.

- Para cualquier reacción entre sustancias covalentes, se puede definir l entalpía de reacción de la forma:

$$\Delta H_r^\circ = \Sigma(\text{Energía de enlaces rotos}) - \Sigma(\text{Energía de enlaces rotos})$$

Para la reacción:



la entalpía será, según la fórmula anterior

$$\begin{aligned} \Delta H_r^\circ &= 2\text{ mol} \cdot E_{\text{H-H}} + 1\text{ mol} \cdot E_{\text{O=O}} - 4\text{ mol} \cdot E_{\text{H-O}} = \\ &= 2\text{ mol} \cdot 436\text{ kJ/mol} + 1\text{ mol} \cdot 494\text{ kJ/mol} - 4\text{ mol} \cdot 460\text{ kJ/mol} = - 474\text{ kJ} \end{aligned}$$

Pero esta es la energía correspondiente a la formación de dos moles de agua. Le entalpía de formación correspondiente a un mol será: - 237 kJ/mol.

- La explicación de la diferencia entre los valores real y teórico radica en que los datos tabulados de energías de enlace son valores medios de la energía de dicho enlace en distintas moléculas que no tienen que coincidir necesariamente con los valores de energía de enlace en esta molécula en concreto. Casi siempre existirá una ligera desviación de el valor obtenido comparado con el real.