

PRUEBAS EBAU QUÍMICA

Juan P. Campillo Nicolás

18 de julio de 2022

www.yoquieroaprobar.es

1. EL ÁTOMO. ENLACE QUÍMICO.

1. Para los elementos H, He, O, F y Ca: a) ¿Cuál es su estado de agregación a temperatura ambiente y presión atmosférica?. ¿Forman moléculas homonucleares? b) Escriba cuatro posibles compuestos entre ellos indicando el tipo de enlace que presentan y si alguno de ellos será polar.

Respuesta:

a) Todos los elementos, salvo el calcio, que es sólido a temperatura ambiente, son gases. El H, O y F forman moléculas diatómicas. El He forma moléculas homonucleares, mientras que el calcio, que está unido por medio de enlace metálico, no forma verdaderas moléculas.

b) Entre los distintos compuestos que pueden formarse entre estos elementos, podemos citar: CaH_2 (enlace iónico); H_2O (enlace covalente polar); HF (enlace covalente polar) y CaF_2 (enlace iónico)

2. Dados los elementos de números atómicos 19, 22 y 34: a) Escriba la configuración electrónica en el estado fundamental, identifique cada elemento así como el periodo y grupo al que pertenece. b) Explique si el elemento de $Z = 16$ pertenece al mismo periodo y/o grupo de alguno de los elementos anteriores. c) ¿Qué elemento de los 4 posee el mayor radio atómico? y ¿cuál es el elemento más electronegativo?.

Respuesta:

a) Las características de cada elemento pueden verse en la siguiente tabla:

Z	Conf. electr.	G	P	Elemento
19	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$	1	4	K
22	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$	4	4	Ti
34	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$	16	4	Se
16	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	16	3	S

b) como puede verse, el elemento de número atómico 16 pertenece al mismo grupo que el de número atómico 34.

c) El elemento de mayor radio atómico es el **potasio**, al encontrarse en la parte izquierda de la tabla periódica. El elemento más electronegativo será el **azufre**, al estar situado en la parte derecha de la tabla periódica y por encima de otro elemento del mismo grupo, el selenio.

3. Considere los siguientes compuestos: BaO , BaBr_2 , Br_2 , H_2O . a) Razone el tipo de enlace de cada uno y ordene de mayor a menor sus puntos de fusión. b) ¿Qué compuestos conducen la corriente eléctrica en estado sólido o fundido?. ¿Cuál o cuáles no lo harán en ningún caso?

Respuesta:

a) **Los enlaces para los dos compuestos de bario son de tipo iónico**, al existir una elevada diferencia de electronegatividad, tanto entre el Ba y el O, como entre el Ba y el Br. Los otros dos compuestos presentan **enlace covalente**, al compartirse pares de electrones entre los átomos enlazados. El mayor punto de fusión corresponderá al compuesto donde la diferencia de electronegatividades sea mayor, en este caso, el BaO . De los dos compuestos covalentes, el de mayor punto de fusión es el agua, debido a los enlaces por puente de hidrógeno entre sus moléculas. Por tanto el orden decreciente de puntos de fusión es: $\text{BaO} > \text{BaBr}_2 > \text{H}_2\text{O} > \text{Br}_2$

b) Conducen la corriente en estado fundido **los dos compuestos iónicos** mencionados. El Br_2 , al tratarse de un compuesto apolar, no conducirá la corriente en ningún caso

4. Para los elementos Mg, O, P y Ne: a) ¿Cuántos electrones desapareados tienen en su estado fundamental y en qué orbitales? b) ¿Cuál tendrá mayor radio atómico? ¿Cuál mayor energía de ionización? c) Escriba

las especies de Mg, O y P que sean isoelectrónicas con el gas noble más próximo.

Respuesta:

a) Las respectivas configuraciones electrónicas son las siguientes:



El Mg **no posee electrones desapareados** al encontrarse sus dos últimos electrones en el orbital 2s. El oxígeno posee **dos electrones desapareados**, pues los cuatro últimos electrones ocupan los tres orbitales p del nivel 2. El fósforo posee **tres electrones desapareados**, al ocupar sus tres últimos electrones los tres orbitales 3p. Por último, el neón **no tiene electrones desapareados**, al tener el nivel 2 completo.

b) El radio atómico aumenta de derecha a izquierda y de arriba hacia abajo en la tabla periódica, por lo que el elemento de mayor radio atómico será el **Mg** pues su último nivel es el más alto, junto con el P, pero posee un menor número atómico, lo que se traduce en una menor atracción del núcleo sobre los electrones más externos. La variación de la energía de ionización es la opuesta a la del radio atómico, por lo que el **Ne** será el elemento con mayor energía de ionización.

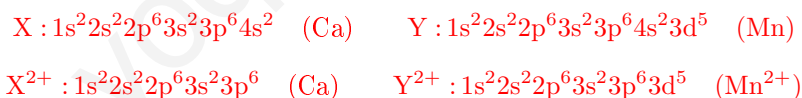
c) Las especies isoelectrónicas de cada elemento respecto al gas noble más próximo son, respectivamente:



5. a) Dados los elementos X e Y cuyos valores de Z son 20 y 25 respectivamente, identifique ambos elementos, escriba sus configuraciones electrónicas, así como la configuración electrónica de los correspondientes iones X(II) e Y(II). b) Razone si X tendrá mayor o menor radio atómico que Y. c) Justifique si son posibles las siguientes combinaciones de números cuánticos: (2,0,3,-1/2); (1,1,0,-1/2); (3,-2,1,+1/2) y (3,1,-1,-1/2).

Respuesta:

a) Las respectivas configuraciones electrónicas son:



b) El elemento Y tiene mayor número atómico, siendo el último nivel ocupado el mismo que para el elemento X. Por tanto, **el radio atómico de X será mayor que el de Y**.

c) (2,0,3,-1/2) **no es posible**, pues m_l no puede tomar valores superiores al valor de l (en este caso, 0); (1,1,0,-1/2) **no es posible** pues el valor de l debe ser inferior al de n (1); (3,-2,1,+1/2) **no es posible**, pues el valor de l no puede ser negativo; (3,1,-1,-1/2) **es posible**.

6. Para los compuestos: sulfuro de hidrógeno, tetracloruro de carbono, sulfuro de sodio y trifluoruro de fósforo: a) Escriba sus fórmulas y justifique el tipo de enlace. b) Dibuje las estructuras de Lewis y prediga la geometría según el modelo de repulsión de pares electrónicos de las moléculas con enlace covalente. c) Justifique si alguna de las moléculas podrá formar enlace de hidrógeno.

Respuesta:

a) El sulfuro de hidrógeno (H_2S) presenta dos enlaces covalentes entre H y S. El tetracloruro de carbono (CCl_4) presenta cuatro enlaces covalentes entre C y Cl. El sulfuro de sodio presenta dos enlaces iónicos entre los átomos de sodio y el de azufre. Por último, el trifluoruro de fósforo presenta tres enlaces covalentes entre los átomos de flúor y el de fósforo. Salvo en el caso de sulfuro de sodio, donde la diferencia de electronegatividad entre los átomos de azufre y sodio es elevada (lo que da lugar a la formación de enlaces iónicos), en los otros compuestos

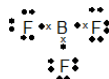
El elemento A es el **oxígeno (O)**; el B es el **potasio (K)**, y el C es el zinc (**Zn**). Los iones monoatómicos formados preferentemente por estos elementos serán: O^{2-} , K^{+} y Zn^{2+} , tendiéndose en todos los casos a alcanzar la configuración más estable.

b) la electronegatividad aumenta de izquierda a derecha y de abajo hacia arriba en la tabla periódica, por tanto, el elemento más electronegativo es el **oxígeno**. El elemento de mayor radio atómico es el que se encuentre más arriba y a la izquierda en la tabla periódica, por tanto se trata del **potasio**. La energía de ionización disminuye de derecha a izquierda y de arriba hacia abajo en la tabla periódica, por lo que el elemento de menor energía de ionización es el **potasio**.

10. Para las moléculas NH_3 y BF_3 : a) Escriba las estructuras de Lewis. b) Deduzca sus geometrías a partir del modelo de repulsión de pares de electrones de la capa de valencia (TRPECV). c) Determine si son polares. d) Indique qué tipo de hibridación presentan sus átomos centrales.

Respuesta:

- a) Las estructuras de Lewis son las siguientes:



b) El nitrógeno posee un par de electrones no enlazados, mientras que los otros tres están compartidos con tres átomos de hidrógeno. Según la TRPECV, para que las fuerzas de repulsión sean mínimas, los tres enlaces N-H se dispondrán según una **pirámide trigonal**. En el caso del BF_3 , la no existencia de pares no compartidos hace que la repulsión sea mínima si la forma de la molécula es **trigonal plana**.

c) La molécula de NH_3 es **polar**, debido a que la suma de los vectores momento dipolar de los tres enlaces no es nula. Por el contrario, la molécula de BF_3 es polar, por ser cero la suma de los momentos dipolares de sus tres enlaces B-F.

c) En el caso del NH_3 , la hibridación es del tipo sp^3 , mientras que en el BF_3 la hibridación es del tipo sp^2 .

11. Considere las sustancias CaO , N_2 y HF . a) Justifique el tipo de enlace químico que presenta cada una de ellas. b) Ordénelas, de forma razonada, según sus temperaturas de fusión y ebullición. c) ¿En qué condiciones CaO puede ser conductor de la electricidad?

Respuesta:

a) El CaO presenta un **enlace iónico**, debido a que el Ca tiende a ceder dos electrones, mientras que el O tiende a aceptarlos. En el N_2 , el enlace es **covalente**, debido a que la electronegatividad del nitrógeno es alta y tienden a compartirse electrones, formándose un enlace triple. El HF presenta también un **enlace covalente**, en este caso polar, a diferencia del formado por los dos átomos de N, que es apolar.

b) En el caso del enlace iónico (CaO) las fuerzas entre los iones Ca^{2+} y O^{2-} son muy intensas, por lo que los puntos de fusión y ebullición será elevados. En el caso del N_2 las fuerzas intermoleculares son muy débiles, del tipo de las fuerzas de dispersión de London. Los puntos de fusión y ebullición será sumamente bajos. Por último, en el HF , además de las fuerzas de Van der Waals entre dipolos permanentes, existen los enlaces por puente de hidrógeno. Ordenando por puntos de fusión y ebullición crecientes, tendremos: $N_2 < HF < CaO$.

c) El CaO sólo conducirá la corriente eléctrica cuando se encuentre fundido, pues entonces los iones tienen libertad para desplazarse.

12. Justifique si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones: a) La configuración electrónica del átomo de vanadio es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$. b) Las combinaciones de números cuánticos (2, 1, 0,

el caso del tetrafluoruro de carbono, al no existir pares de electrones no enlazados, la estructura de la molécula sería **tetraédrica**. En lo que respecta a la polaridad, **la molécula de agua es polar**, mientras que la de **CF₄ es apolar**. La temperatura de ebullición será mayor en el caso del agua, debido a la existencia de enlaces por puente de hidrógeno.

15. Los elementos X e Y tienen como números atómicos 28 y 17, respectivamente. a) Escriba sus configuraciones electrónicas, identifique los elementos e indique a qué grupo y periodo pertenecen. b) Explique qué tipo de enlace (iónico, covalente o metálico) se forma i) entre átomos de X. ii) entre átomos de Y. iii) entre átomos de X y de Y. En cada caso indique la estequiometría (X_n, Y_m, X_aY_b) de las especies resultantes.

Respuesta:

a) Las respectivas configuraciones electrónicas son: X: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$; Y: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$. Los elementos son **Ni** (X) y **Cl** (Y), respectivamente. El níquel pertenece al **grupo 10** y **periodo 4**, mientras el cloro pertenece al **grupo 3**, **periodo 17**

b) i) Entre los átomos de X se forma un enlace metálico. Su estequiometría sería **X**. ii) X forma un enlace covalente, cuya molécula sería de la forma **X₂** iii) En este caso, se forma un compuesto iónico del tipo **XY₂**

16. Explique y justifique los siguientes hechos: a) El I₂ es un sólido a temperatura ambiente, mientras que Cl₂ es un gas. b) La temperatura de ebullición de H₂O es mayor que la de H₂S. c) El cobre conduce la electricidad. d) BCl₃ es una molécula triangular plana y apolar.

Respuesta:

a) Ambas sustancias son apolares, pero las fuerzas de London que se producen entre las moléculas de I₂ son superiores a las que tienen lugar entre las moléculas de Cl₂, debido al mayor tamaño del primero.

b) En la molécula de H₂O se producen enlaces por puente de hidrógeno, que no se dan en el H₂S, con lo que las fuerzas intermoleculares en éste son inferiores a las que se producen en el agua.

c) El Cu conduce la electricidad por formarse entre sus átomos un enlace metálico.

d) Al formarse la molécula, no queda sobre el átomo de B ningún electrón no compartido, formándose tres enlaces B-Cl. Según la TRPECV, la fuerza de repulsión entre los pares de electrones se hará mínima para una estructura plana trigonal. La suma de los momentos dipolares de los enlaces en esta estructura será nula.

17. Considere los elementos F, K y Mn. a) Escriba sus configuraciones electrónicas e indique a qué grupo y periodo de la tabla periódica pertenece cada uno. b) Ordénelos, de forma razonada, de mayor a menor radio atómico. c) Ordénelos, de forma razonada, de mayor a menor electronegatividad. d) Explique si un electrón definido por el conjunto de números cuánticos (4, 1, 0, $\frac{1}{2}$) pertenece a alguno de esos átomos en su estado fundamental.

Respuesta:

a) Las configuraciones electrónicas respectivas son las siguientes: **F** : $1s^2 2s^2 2p^5$ **periodo 2, grupo 17**
K : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$, **periodo 4, grupo 1** **Mn** : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$, **periodo 4, grupo 7**.

b) El radio atómico aumenta de izquierda a derecha a lo largo de un periodo y de arriba hacia abajo a lo largo de un grupo. Según este criterio, el orden creciente de radios atómicos sería: **F < Mn < K**.

c) La electronegatividad aumenta en sentido contrario a la propiedad anterior, por lo que el orden decreciente de electronegatividad será: **F > Mn > K**.

d) Pertenece al **K** en su estado fundamental, concretamente a su electrón 4s.

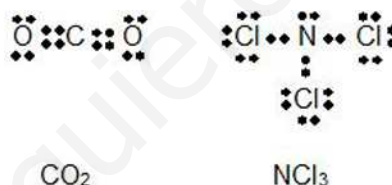
18. Un elemento tiene la siguiente configuración electrónica en su estado fundamental: X: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$ a) Identifique de qué elemento se trata, indicando además el grupo y el periodo al que pertenece. b) Indique razonadamente el tipo de ión, anión o catión, que formará con mayor facilidad este elemento y la configuración electrónica del ión formado. c) ¿Alguna de estas configuraciones electrónicas representa un estado excitado del elemento X? Razone la respuesta. i) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{11} 4p^5$ ii) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^9 4p^5 5s^1$ d) Justifique si los siguientes números cuánticos (n, l, m_l , m_s) pueden corresponder a algún electrón alojado en el orbital 4p de este elemento: i) (4, 1, -1, -1/2) ii) (4, 1, 2, +1/2) iii) (4, 0, 0, -1/2) iv) (4, 2, 0, +1/2) v) (4, 1, 1, +1/2).

Respuesta:

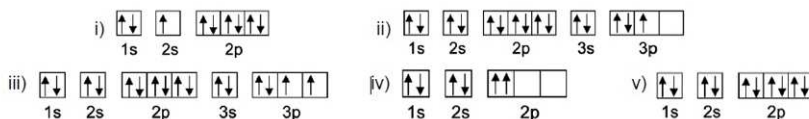
- a) El elemento está situado en el grupo **17, y periodo 4**, por lo que se trata del **Br**. b) Tiende a formarse el ion Br^- debido a la elevada afinidad electrónica de este elemento. La configuración electrónica del ion es: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$. c) La configuración **ii)** representa un estado activado. La configuración i) es imposible al haber más de 19 electrones en los orbitales d. d) Las combinaciones **i)** y **v)** pueden corresponder a un electrón alojado en un orbital p, pues $l = 1$, y los valores de m_l y s son compatibles con el valor de l .
19. Considerando las siguientes moléculas: CO_2 y NCl_3 . a) Represente sus estructuras de Lewis. b) Prediga su geometría según la teoría de repulsión de pares de electrones de la capa de valencia (TRPECV) e indique el valor previsible del ángulo de enlace. c) Razonar si cada una de esas moléculas será polar o apolar.

Respuesta:

- a) Las estructuras de Lewis son las siguientes:



- b) Según la TRPECV, la geometría del CO_2 es la de una molécula lineal, mientras la de NCl_3 corresponde a una pirámide trigonal. El ángulo de enlace para la molécula de CO_2 será de **180°** , mientras que para la de NCl_3 será de **107°** , aproximadamente. c) La molécula de **CO_2 será apolar**, al ser 0 la suma de los vectores momento dipolar correspondiente a sus enlaces $\text{C}=\text{O}$. Por el contrario, la molécula de **NCl_3 será polar** al ser no nula, dada su disposición geométrica, la suma de los vectores momento dipolar.
20. Observe las siguientes distribuciones de electrones de átomos neutros y conteste razonadamente a las preguntas:



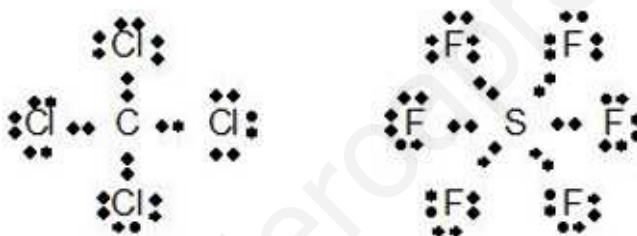
- a) ¿Cuáles de estos diagramas muestran una distribución electrónica posible y cuáles no? b) De entre todos los diagramas hay uno que representa un estado excitado. ¿Cuál es? Escriba la configuración electrónica de su estado fundamental e indique de qué elemento se trata, así como el periodo y el grupo al que pertenece. c) ¿Cuál de todas las distribuciones electrónicas representa a un gas noble? Escriba los números cuánticos de todos los electrones de la última capa de este elemento.

Respuesta:

- a) Son posibles las distribuciones **i), iii) y v)**.
 b) El estado excitado está representado por la distribución **i)**. La configuración de su estado fundamental es $1s^2 2s^2 2p^5$. Se trata del flúor (**F**), situado en el **grupo 17** y **periodo 2**.
 c) La distribución **v)** corresponde a una gas noble. Los números cuánticos son: **$n = 2, l = 0$ y $l = 1, m = -1, 0$ y $+1$ y $s = \pm 1/2$**
21. Dadas las siguientes sustancias: CaCl_2 , CCl_4 , Na y SF_6 . a) ¿Qué tipo de enlace (iónico, covalente o metálico) está presente en estas sustancias? Justifique la respuesta. b) Para las moléculas anteriores que presenten enlaces covalentes, explique sus estructuras de Lewis y razone su geometría según la teoría de repulsión de pares de electrones de la capa de valencia (TRPECV). ¿Qué puede decir sobre la polaridad de estas moléculas?

Respuesta:

- a) Debido a la diferencia de electronegatividad entre los elementos, el CaCl_2 presenta enlace **iónico**. El CCl_4 covalente, el Na **metálico** y el SF_6 **covalente**. Los elementos situados a la derecha de la tabla periódica tienden a formar entre sí enlaces covalentes, debido a los altos valores de su electronegatividad.
 b) Las estructuras de Lewis son las siguientes:



La forma de la molécula será tetraédrica en el CCl_4 mientras que será **octaédrica** en el SF_6 . Debido a estas disposiciones geométricas, ambas moléculas será **apolares**.

22. Considere las siguientes moléculas: H_2S y PH_3 a) Represente y justifique sus estructuras de Lewis, indicando, en su caso, los pares de electrones no compartidos. b) Prediga sus geometrías moleculares según la teoría de repulsión de pares de electrones de la capa de valencia (TRPECV). Razone si sus geometrías electrónicas coinciden con las moleculares. c) Justifique si alguna de las dos moléculas tiene un momento dipolar no nulo.

Respuesta:

- a) Las estructuras de Lewis son las siguientes: Como puede verse, el átomo de **S** tiene **dos pares de**



electrones no compartidos, mientras que el átomo de **P** posee **un solo par no compartido**.

- b) Según la TRPECV, la molécula de H_2S es plana angular, mientras que la de PH_3 es piramidal trigonal. La geometría electrónica es, en ambos casos, tetraédrica, debido a los dos pares (S) y un par (P) de electrones no compartidos, que por efecto de la repulsión electrónica, dan lugar a dicha geometría. Por tanto, la geometría electrónica no coincide con la geometría molecular.
 c) **Ninguna de ellas posee momento dipolar no nulo**, debido en un caso, a la estructura angular, y en el otro, a la estructura piramidal, que hace que la suma de los vectores momento dipolar no sea nula en ningún caso.

23. a) Complete la siguiente tabla con el valor o los valores posibles para varias combinaciones de números cuánticos. Explique razonadamente el porqué de los valores que introduce.

	n	l	m_l	m_s
A		2	0	+1/2
B		0		-1/2
C	3		2	-1/2
D	2	1		+1/2

- b) ¿Qué combinación de números cuánticos (A-D) del apartado anterior sería posible para el electrón más energético de un elemento del grupo 17 en su estado fundamental? Indique de qué elemento se trataría y escriba su configuración electrónica completa en su estado fundamental. Justifique todas las respuestas.

Respuesta:

- a) La tabla quedaría de la siguiente forma:

	n	l	m_l	m_s
A	≥ 3	2	0	+1/2
B	≥ 1	0	0	-1/2
C	3	2	2	-1/2
D	2	1	1,0,-1	+1/2

A: n debe ser superior a l . B: lo mismo que en caso anterior. C: Al tener m_l el valor 2, l no puede ser superior a este valor, y además, debe ser inferior a 3. D: Pueden darse todos los valores enteros de $+l$ hasta $-l$.

b) La configuración electrónica del primer elemento del grupo 17 sería: $1s^2 2s^2 2p^5$, con lo que la combinación que podría tener, de las anteriores es la **D**, pues $n = 2$ y $l = 1$. El elemento es el **flúor (F)**.

24. Razone si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones: a) Las moléculas $AlCl_3$ y PCl_3 tienen la misma geometría y las dos son polares. b) El anión S^{2-} tiene un radio iónico menor que el del anión Cl^- . c) Las siguientes especies son isoelectrónicas: K^+ , Ar y Cl^- .

Respuesta:

a) La afirmación es **incorrecta**, pues el átomo de Al no posee electrones no enlazados, mientras que el átomo de P posee un par de electrones solitarios. La forma de la molécula sería diferente: **trigonal plana para el $AlCl_3$** y **piramidal trigonal para el PCl_3** .

b) Las respectivas configuraciones electrónicas son: $S^{2-} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ y $Cl^- : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ (se trata de iones isoelectrónicos). Al tener el cloro un mayor número atómico, el núcleo atraerá con mayor fuerza a sus electrones más externos, por lo que el radio del ion Cl^- es menor que el del S^{2-} . La afirmación es, por tanto, **incorrecta**.

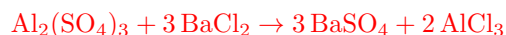
c) Las configuraciones electrónicas respectivas son las siguientes: $K^+ : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$; Ar: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$; $Cl^- : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$. Las configuraciones electrónicas son iguales, por lo que las especies son isoelectrónicas. La afirmación es **correcta**.

2. ESTEQUIOMETRÍA.

1. Para determinar la pureza de una muestra de sulfato de aluminio(III) se hace reaccionar con cloruro de bario para dar sulfato de bario y cloruro de aluminio(III). a) Escriba la ecuación química ajustada. b) Calcule la pureza de una muestra de 0,5 g de sulfato de aluminio impuro que tras reaccionar genera 1 g de sulfato de bario. c) Calcule la cantidad de calor necesario para que reaccionen los 0,5 g de sulfato de aluminio teniendo en cuenta la pureza calculada en el apartado b. Datos: ΔH^0 (formación) (kJ/mol): sulfato de aluminio(s) = $-3420,4$; cloruro de bario(s) = -860 ; sulfato de bario(s) = $-1464,4$; cloruro de aluminio(s) = $-692,5$. Masas atómicas: Al = 27; S = 32,1; O = 16; Ba = 137,3; Cl = 35,5

Respuesta:

- a) la reacción ajustada es la siguiente:



- b) A partir de la reacción ajustada, podemos escribir la siguiente relación:

$$\frac{342 \text{ g Al}_2(\text{SO}_4)_3}{3 \cdot 233,3 \text{ g BaSO}_4} = \frac{x \text{ g Al}_2(\text{SO}_4)_3}{1 \text{ g BaSO}_4} \quad x = 0,480 \text{ g Al}_2(\text{SO}_4)_3$$

El porcentaje de riqueza del sulfato de aluminio será:

$$\% = \frac{0,480}{0,5} 100 = 97,7$$

- c) La entalpía de la reacción es la siguiente:

$$\begin{aligned} \Delta H_{\text{reac.}}^0 &= 3\Delta H_{\text{BaSO}_4}^0 + 2\Delta H_{\text{AlCl}_3}^0 - \Delta H_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3}^0 + 3\Delta H_{\text{BaCl}_2}^0 \\ \Delta H_{\text{reac.}}^0 &= 3(-1464,4) + 2(-692,5) - (-3420,4) - 3(-860) = 222,2 \text{ kJ} \end{aligned}$$

A partir de la relación:

$$\frac{342 \text{ g Al}_2(\text{SO}_4)_3}{222,2 \text{ kJ}} = \frac{0,480 \text{ g Al}_2(\text{SO}_4)_3}{x \text{ kJ}} \quad x = 0,31 \text{ kJ}$$

3. CINÉTICA DE REACCIONES.

1. Se ha demostrado experimentalmente que la reacción $2A + B \rightarrow C$ tiene una ecuación de velocidad $v = k[A][B]$. a) ¿Cuáles serán los órdenes parciales y el orden total en la reacción? ¿Cómo influirá un aumento de la temperatura en la velocidad? b) La adición de un catalizador, ¿influirá en la velocidad de la reacción. en la cantidad de productos obtenidos o en la variación de entalpía de la reacción?

Respuesta:

- a) Los órdenes parciales de la reacción son **1**, tanto para el reactivo A como para el B. El orden total será $1 + 1 = 2$. Un aumento en la temperatura produce un aumento en la constante de velocidad ($k = A \cdot e^{-(E_a/RT)}$) y, por tanto, un incremento en la velocidad de reacción.
- b) **Sólo afectaría a la velocidad de la reacción**, no variando la cantidad de productos obtenidos ni la entalpía de la reacción.
2. a) Si la ecuación de velocidad para la siguiente reacción: $A(g) + B(g) \rightarrow C(g) + D(g)$ es $v = k[A]$, ¿cómo variará la velocidad de la misma al aumentar el volumen a T constante?. b) Si la reacción: $Cl_2(g) \rightarrow 2Cl(g)$ es endotérmica, ¿cómo será la entalpía de los productos, mayor o menor que la entalpía de los reactivos?. ¿El proceso será espontáneo a altas o bajas temperaturas?

Respuesta:

- a) Dado que al aumentar el volumen a temperatura constante disminuye la concentración de A, la **velocidad de la reacción disminuirá**.
- b) Al ser endotérmica la reacción, tendremos que $\Delta H = \Delta H_{\text{prod}} - \Delta H_{\text{react}} > 0$, por lo que la entalpía de los productos deberá ser **mayor** que la de los reactivos. Al aumentar el número de moles gaseosos, aumenta la entropía del sistema ($\Delta S > 0$). Puesto que $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$, un **aumento en la temperatura favorecerá la espontaneidad** de la reacción.
3. Justifique si los siguientes enunciados son verdaderos o falsos. a) En la ecuación de velocidad de una reacción, los órdenes parciales deben coincidir necesariamente con los coeficientes estequiométricos de la reacción global. b) La velocidad de reacción aumenta en presencia de un catalizador. c) La velocidad de reacción aumenta cuando aumenta la temperatura. d) La concentración de los reactivos no influye en la velocidad de reacción.

Respuesta:

- a) La afirmación es **falsa**: dichos órdenes parciales corresponden a los coeficientes estequiométricos de la etapa elemental que determina la velocidad de reacción (etapa lenta).
- b) La presencia de un catalizador produce una disminución en la energía de activación de la reacción directa e inversa, por lo que la afirmación es **correcta**.
- c) La afirmación es **correcta**, pues un aumento de temperatura produce un aumento en el valor de la constante de velocidad, según la ecuación de Arrhenius:

$$K = Ae^{-(E_a/RT)}$$

- d) La afirmación es **falsa**, pues la velocidad de una reacción del tipo $A + B \rightarrow C$ responde a la expresión: $v = k[A]^\alpha[B]^\beta$
4. Justifique si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones, que hacen referencia a la reacción $A(g) + 2B(g) \rightarrow C(g)$, cuya velocidad viene dada por la expresión $v = k[A][B]$. a) Al aumentar la temperatura, la velocidad de la reacción aumenta porque disminuye la energía de activación. b) Si se duplica la [B] la velocidad de la reacción también se duplica. c) La velocidad se mantiene constante durante toda la reacción. d) Al añadir un catalizador aumenta la cantidad que se obtiene de C.

Respuesta:

- a) La afirmación es **incorrecta**. La velocidad aumenta porque al aumentar la energía cinética de las partículas, aumenta el número de choques eficaces.
- b) La afirmación es **correcta**, pues la velocidad depende de la concentración de B (el exponente de dicha concentración es 1).
- c) La afirmación es **incorrecta**. La velocidad disminuye pues las concentraciones de A y B van disminuyendo.
- d) La afirmación es **incorrecta**, pues la presencia del catalizador hace que aumente la velocidad, no la cantidad del producto.
5. La reacción química para la obtención de trióxido de azufre: $2 \text{SO}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{SO}_3 (\text{g})$, es de tercer orden respecto al SO_2 y de primer orden respecto al O_2 . Responda a las siguientes cuestiones razonando las respuestas: a) Escriba la expresión de la ecuación de velocidad e indique el orden global de la reacción. b) ¿Cómo se conseguiría aumentar más la velocidad de reacción, duplicando la concentración de SO_2 o la de O_2 ? c) ¿La velocidad de la reacción permanecerá constante en el transcurso de la reacción? d) Se determina la energía de activación para esta reacción con distintos catalizadores obteniéndose: Catalizador A $E_a = 35 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ Catalizador B $E_a = 52 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ Catalizador C $E_a = 27 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ ¿Cuál de estos catalizadores habría que usar para que la reacción vaya más rápida?

Respuesta:

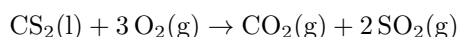
- a) La ecuación de velocidad es: $v = k[\text{SO}_2]^3[\text{O}_2]$. El orden global será la suma de los exponentes que aparecen en la ecuación de velocidad, es decir, **4**.
- b) La velocidad aumentaría más **aumentando la concentración de SO_2** , pues la concentración de esta especie se encuentra elevada al cubo.
- c) **No permanecerá constante**, pues la concentración de los reactivos disminuirá.
- d) Para aumentar la velocidad de la reacción habrá que emplear el catalizador que dé lugar a una menor energía de activación, en este caso, el **catalizador C**.

4. TERMOQUÍMICA.

1. El disulfuro de carbono líquido reacciona con O_2 desprendiendo dióxido de carbono y dióxido de azufre, ambos gaseosos. a) Escriba la ecuación de dicha reacción y calcule su entalpía estándar. b) Calcule la cantidad de energía involucrada cuando 20 gramos de disulfuro de carbono reaccionan con 24 L de O_2 , medidos a $25^\circ C$ y 740 mm Hg. c) Calcule los moles de H_2O (l) que podrán vaporizar con la energía del apartado b. Datos: ΔH^0 formación ($kJ \cdot mol^{-1}$): disulfuro de carbono (l) = 86,3; dióxido de carbono (g) = -393,5; dióxido de azufre (g) = -296,1; H_2O (l) = -285,8; H_2O (g) = -241,9. $R = 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} K^{-1}$. Masas atómicas: C = 12; S = 32.

Respuesta:

- a) La reacción será la siguiente:



La entalpía estándar será la siguiente:

$$\Delta H^0 = 2 \Delta H^0(SO_2) + \Delta H^0(CO_2) - \Delta H^0(CS_2) = 2(-296,1) + (-393,5) - 86,3 = -1072 \text{ kJ}$$

- b) Para hacer este cálculo, debemos conocer el reactivo limitante. para ello, calculamos, en primer lugar, el número de moles de CS_2 y de O_2 :

$$n_{CS_2} = \frac{20}{44} = 0,45 \quad \frac{740}{760} 24 = n_{O_2} 0,082 \cdot 298 \quad \text{de donde : } n_{O_2} = 0,96$$

Según la reacción ajustada, podremos escribir lo siguiente:

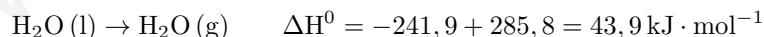
$$\frac{1 \text{ mol } CS_2}{0,45 \text{ mol } CS_2} = \frac{3 \text{ mol } O_2}{x \text{ mol } O_2}$$

Obteniéndose $x = 0,78$ moles de O_2 . Por tanto, el reactivo limitante es el CS_2 . Así pues, podremos escribir la siguiente relación:

$$\frac{1 \text{ mol } CS_2}{0,45 \text{ mol } CS_2} = \frac{-1072 \text{ kJ}}{x \text{ kJ}}$$

El resultado es: $x = -281,94 \text{ kJ}$

- c) En el proceso de vaporización del agua, tendremos:



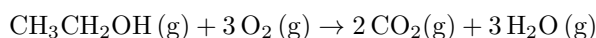
$$\frac{1 \text{ mol } H_2O}{43,9 \text{ kJ}} = \frac{x \text{ mol } H_2O}{281,94 \text{ kJ}}$$

Obteniéndose $x = 6,42$ moles H_2O (equivalentes a 115,60 g)

2. Responda de forma razonada a las siguientes preguntas: a) ¿Cuál de los siguientes procesos conduce a un aumento de la entropía: la condensación del vapor de agua o la combustión del etanol en fase gaseosa?. Escriba las ecuaciones correspondientes. b) ¿Cuál de las siguientes especies tiene la entalpía de formación estándar igual a 0: $O_2(g)$, $Fe(l)$?

Respuesta:

- a) En el proceso: $H_2O(g) \rightarrow H_2O(l)$, hay un menor grado de desorden en el producto, por lo que se producirá una **disminución** de entropía. En la combustión del etanol en fase gaseosa:



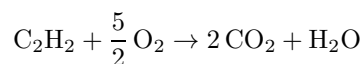
El número de moles de sustancias gaseosas es mayor en los productos que en los reactivos, por lo que se produce un **aumento** de entropía..

b) El **oxígeno**, puesto que en su estado estándar es una gas, mientras que el hierro, en su estado estándar es un sólido.

3. En la combustión de 52 g de acetileno (etino) a 25°C se desprenden 621 kcal. a) Determine la entalpía estándar de formación del acetileno, sabiendo que las entalpías estándar de formación del dióxido de carbono gaseoso y del agua líquida son: $-94,0 \text{ Kcal}\cdot\text{mol}^{-1}$ y $-68,3 \text{ Kcal}\cdot\text{mol}^{-1}$ respectivamente. b) Calcule el volumen de aire, medido en condiciones normales, necesario para quemar los 52 gramos de acetileno. Considere que el aire contiene 21 % en volumen de oxígeno. Datos: Masas atómicas: C = 12; H = 1.

Respuesta:

a) Para calcular la entalpía estándar de formación del acetileno, necesitamos conocer la entalpía de combustión de esta sustancia, expresada en kcal/mol. Para ello, y teniendo en cuenta la reacción que se produce es:



podremos establecer la siguiente relación:

$$\frac{26 \text{ g C}_2\text{H}_2}{52 \text{ g C}_2\text{H}_2} = \frac{\Delta H^0 \text{ kcal}}{-621 \text{ kcal}} \quad \Delta H^0 = -312,5 \text{ kcal}\cdot\text{mol}^{-1}$$

Con este dato, podremos plantear lo siguiente:

$$\Delta H^0 = 2 \Delta H_{\text{CO}_2}^0 + \Delta H_{\text{H}_2\text{O}}^0 - \Delta H_{\text{C}_2\text{H}_2}^0$$

Sustituyendo valores, tendremos: $\Delta H_{\text{C}_2\text{H}_2}^0 = 2 \Delta H_{\text{CO}_2}^0 + \Delta H_{\text{H}_2\text{O}}^0 - \Delta H^0 = 2(-94) + (-68,3) - (-312,5) = 56,2 \text{ kcal}\cdot\text{mol}^{-1}$

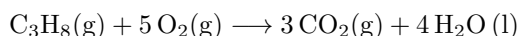
b) De la reacción de combustión se puede deducir la siguiente relación:

$$\frac{26 \text{ g C}_2\text{H}_2}{52 \text{ g C}_2\text{H}_2} = \frac{2,5 \cdot 22,41 \text{ O}_2}{x \text{ L O}_2} \quad x = 112 \text{ L O}_2 \quad \text{Correspondientes a : } V = 112 \frac{100}{21} = 533,3 \text{ L aire}$$

4. Sabiendo que las entalpías de formación estándar del $\text{CO}_2(\text{g})$, $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ y del propano(g) son: $-393,5$; $-285,8$ y $-103,8 \text{ kJ/mol}$ respectivamente, calcule: a) La entalpía de combustión estándar del propano. Escriba su ecuación. b) La masa de propano que se debería quemar para obtener 1 kg de CaO por descomposición térmica de CaCO_3 : $\text{CaCO}_3(\text{s}) \rightarrow \text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$ ($\Delta H = 178,1 \text{ kJ/mol}$). c) El volumen de aire, medido en condiciones normales, que se necesita para quemar el propano del apartado b. Considere que el aire contiene 21 % en volumen de O_2 . Datos: Masas atómicas: C = 12; H = 1; O = 16; Ca = 40.

Respuesta:

a) La reacción de combustión del etano es la siguiente:



la entalpía de esta reacción será:

$$\Delta H^0 = 3 \Delta H_{\text{CO}_2}^0 + 4 \Delta H_{\text{H}_2\text{O}}^0 - \Delta H_{\text{C}_3\text{H}_8}^0 = 3(-393,5) + 4(-285,8) - (-103,8) = -2219,9 \text{ kJ}$$

b) A partir de la descomposición térmica del CaCO_3 , podremos escribir la siguiente relación:

$$\frac{56 \text{ g CaO}}{178,1 \text{ kJ}} = \frac{1000 \text{ g CaO}}{x \text{ kJ}} \quad x = 3180,36 \text{ kJ}$$

Utilizando el dato del apartado a):

$$\frac{44 \text{ g C}_3\text{H}_8}{2219,9 \text{ kJ}} = \frac{x \text{ g C}_3\text{H}_8}{3180,36 \text{ kJ}} \quad x = 63 \text{ g C}_3\text{H}_8$$

c) A partir de la reacción de combustión del propano, podremos escribir:

$$\frac{44 \text{ g C}_3\text{H}_8}{5 \text{ mol O}_2} = \frac{63 \text{ g C}_3\text{H}_8}{x \text{ mol O}_2}$$

$$x = 7,16 \text{ mol O}_2 \text{ equivalentes a } 7,16 \frac{100}{21} = 34,1 \text{ mol aire}$$

Aplicando la ecuación de los gases:

$$1 \cdot V = 34,1 \cdot 0,082 \cdot 273 \quad V = 763,1 \text{ L aire}$$

5. Justifique la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones: a) La reacción: $\text{CaCO}_3(\text{s}) \rightarrow \text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$, $\Delta H > 0$ es espontánea a cualquier temperatura. b) La entalpía de la reacción $\text{CH}_4 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{HCl} + \text{CH}_3\text{Cl}$ calculada a partir de los valores de energía media de enlace, está entre -100 y -150 KJ/mol. Datos: ΔH_{enlace} (KJ/mol): (C-H) = 414; (Cl-Cl) = 242; (H-Cl) = 432 y (C-Cl) = 339.

Respuesta:

a) Teniendo en cuenta la expresión:

$$\Delta G^0 = \Delta H^0 - T\Delta S^0$$

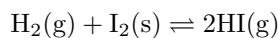
Y que $\Delta H^0 > 0$, la afirmación es **falsa** siempre que $\Delta H^0 > T\Delta S^0$. La reacción no será espontánea a cualquier temperatura.

b) La entalpía de la reacción será:

$$\Delta H_{\text{reacción}} = \Delta H_{\text{enlaces rotos}} - \Delta H_{\text{enlaces formados}} = 414 + 242 - 432 - 339 = -115 \text{ kJ}$$

la afirmación es, por tanto, **correcta**.

6. Justifique si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones referidas a la reacción



donde $\Delta H^\circ = +25,9 \text{ kJ}$. a) La reacción será espontánea a cualquier temperatura. b) La adición de un catalizador aumenta el rendimiento en HI. c) El valor de K_p de la reacción es mayor que el valor de K_c .

Respuesta:

a) La variación de entropía es positiva, al existir mayor número de moles gaseosos en los productos que en los reactivos. Al ser $\Delta H^0 > 0$ y $-T\Delta S < 0$, tendremos que: $\Delta G^0 = \Delta H^0 - T\Delta S < 0$ para temperaturas superiores a:

$$T = \frac{-\Delta H^0}{-\Delta S^0}$$

Por lo que la afirmación **no es correcta**.

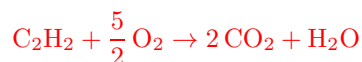
b) La afirmación es **falsa**, pues la única acción de un catalizador es aumentar la velocidad de la reacción (tanto directa como inversa).

c) La afirmación es **correcta**, pues $K_p = K_c(RT)^{\Delta n}$, y $\Delta n = 2 - 1 = 1$

7. El acetileno (etino) se quema con oxígeno produciendo dióxido de carbono y agua (todos los reactivos y productos están en fase gaseosa). a) Escriba y ajuste la ecuación química correspondiente. b) Calcule el valor de la entalpía molar estándar de combustión del acetileno y el calor que se desprende al quemar 10 g de acetileno. c) Explique qué signo (positivo o negativo) esperaría para la variación de entropía de ese proceso y si la espontaneidad de la reacción depende de la temperatura. ΔH_f° ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$): $\text{C}_2\text{H}_2(\text{g}) = +223,8$; $\text{CO}_2(\text{g}) = -393,5$; $\text{H}_2\text{O}(\text{g}) = -241,8$. Masas atómicas: C = 12, H = 1.

Respuesta:

- a) La reacción ajustada es la siguiente:



- b) La variación de entalpía de la reacción es:

$$\Delta H^0 = 2 \Delta H_{\text{CO}_2}^0 + \Delta H_{\text{H}_2\text{O}}^0 - 2 \Delta H_{\text{C}_2\text{H}_2}^0 = 2(-393,5) - 241,8 - 223,8 = -1252,6 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

Cuando se queman 10 g de acetileno, podemos plantear la siguiente igualdad:

$$\frac{-1256,2 \text{ kJ}}{26 \text{ g C}_2\text{H}_2} = \frac{x \text{ kJ}}{10 \text{ g}} \quad x = -483,15 \text{ kJ}$$

- c) La variación de entropía debe ser negativa, pues el número de moles de sustancias gaseosas es menor en los productos que en los reactivos. La variación de energía libre de Gibbs es:

$$\Delta G^0 = \Delta H^0 - T\Delta S^0$$

Al ser $\Delta H^0 < 0$ y $-T\Delta S^0 > 0$, la reacción será **espontánea** cuando::

$$T < \frac{\Delta H^0}{\Delta S^0}$$

8. Justifique si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones: a) Una reacción espontánea no puede ser endotérmica. b) En la reacción $\text{A}(\text{g}) + 2 \text{B}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{C}(\text{g}) + 2 \text{D}(\text{g})$ un aumento de presión a temperatura constante aumenta la cantidad de productos que se obtienen. c) Las reacciones cuyo $G < 0$ son más rápidas que aquellas cuyo $G > 0$. d) Cuanto menor es la energía de activación de una reacción, mayor es su velocidad.

Respuesta:

a) La afirmación es **falsa**: Para que una reacción sea espontánea, debe cumplirse que: $\Delta G^0 = \Delta H^0 - T\Delta S^0 < 0$. Será espontánea cuando $T\Delta S^0 > |\Delta H^0|$

b) la afirmación es **falsa**, pues al ser igual el número de moles gaseosos de reactivos y productos, una variación de presión no afecta al equilibrio

c) La afirmación es **falsa**. La velocidad de una reacción no depende de su espontaneidad.

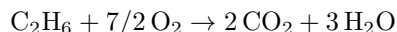
d) La afirmación es **cierta**, tanto para la velocidad de la reacción directa como la de la reacción inversa, al aumentar el número de moléculas que poseen energía suficiente para reaccionar.

9. El etano (g) reacciona con oxígeno (g) para producir dióxido de carbono (g) y agua (l). a) Calcule el valor de ΔH^0 molar para la combustión del etano. b) Se introducen en un reactor de combustión 15 g de etano junto con el oxígeno contenido en una bombona de 5 L de capacidad a una presión de 10 atm a 298 K. Determine el reactivo limitante de la reacción y calcule el calor puesto en juego en la misma. c) ¿A qué temperaturas (altas o bajas) será espontánea la reacción? Datos. Masas atómicas: C = 12, H = 1 R = 0,082 atm L $\text{K}^{-1}\text{mol}^{-1}$ ΔH_f (kJmol^{-1}): $\text{C}_2\text{H}_6(\text{g}) = -84,7$; $\text{CO}_2(\text{g}) = -393,5$; $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) = -$

285,8.

Respuesta:

a) A partir de la reacción ajustada:



Tendremos:

$$\Delta H = 2 \Delta H_{\text{CO}_2} + 3 \Delta H_{\text{H}_2\text{O}} - \Delta H_{\text{C}_2\text{H}_6}$$

$$\Delta H = 2(-393,5) + 3(-285,8) - (-84,7) = -1559,7 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

b) El volumen de oxígeno se obtiene aplicando la ecuación de estado de los gases ideales:

$$105 = n \cdot 0,082 \cdot 298 \quad n = 2,05 \text{ mol} \rightarrow 65,6 \text{ g O}_2$$

Sabiendo que 1 mol de etano (30 g) reacciona con 7/2 mol de oxígeno (112 g), podremos plantear la siguiente igualdad:

$$\frac{30 \text{ g C}_2\text{H}_6}{112 \text{ g O}_2} = \frac{15 \text{ g C}_2\text{H}_6}{x \text{ g O}_2} \quad x = 56 \text{ g O}_2$$

Al disponer de 65 g de oxígeno, **el reactivo limitante será el etano**, por lo cual:

$$\frac{30 \text{ g C}_2\text{H}_6}{-1559,7 \text{ kJ}} = \frac{15 \text{ g C}_2\text{H}_6}{x \text{ kJ}} \quad x = -779,85 \text{ kJ}$$

c) Al tratarse de un proceso en el que disminuye el número de moles gaseosos, lo que se traduce en una disminución de entropía ($\Delta S < 0$), la reacción será espontánea a **temperaturas bajas**.

10. El naftaleno (C_{10}H_8) es un sólido que reacciona con oxígeno para producir dióxido de carbono y agua.
- a) Ajuste la reacción de combustión, con los reactivos y productos en su estado estándar. b) Calcule el volumen de oxígeno, medido a 1 atm y 273 K, que se consume en la combustión de 1 kg de naftaleno. c) Calcule el valor de H molar para la reacción de combustión. d) Si el valor de S de la reacción es $+198,7 \text{ Jmol}^{-1}\text{K}^{-1}$ ¿para qué temperaturas será espontánea la reacción? Datos. Masas atómicas: C = 12, H = 1. R = $0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ ΔH_f (kJmol^{-1}): $\text{C}_{10}\text{H}_8(\text{s}) = 75,8$; $\text{CO}_2(\text{g}) = -393,5$; $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) = -285,5$.

Respuesta:

a) La reacción ajustada es la siguiente:



b) A partir de la reacción ajustada, podemos escribir:

$$\frac{(10 \cdot 12 + 8 \cdot 1) \text{ g C}_{10}\text{H}_8}{12 \text{ mol O}_2} = \frac{1000 \text{ g C}_{10}\text{H}_8}{x \text{ mol O}_2} \quad x = 93,75 \text{ mol O}_2$$

Aplicando la ecuación de los gases:

$$1 \cdot V = 93,75 \cdot 0,082 \cdot 273 \quad V = 2098,71 \text{ O}_2$$

c) La entalpía de la reacción será:

$$\Delta H^0 = 10 \cdot \Delta H^0(\text{CO}_2(\text{g})) + 4 \cdot \Delta H^0(\text{H}_2\text{O}(\text{l})) - \Delta H_f^0(\text{C}_{10}\text{H}_8(\text{s}))$$

$$\Delta H^0 = 10(-393,5) + 4(-285,5) - 75,8 = -5152,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

d) Sabiendo que para que la reacción sea espontánea, $\Delta G^0 < 0$, tendremos:

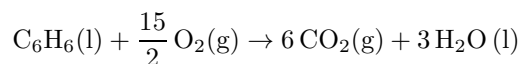
$$\Delta G^0 = -5152,8 - T \cdot 0,198,7 < 0$$

La reacción será espontánea **a cualquier temperatura**.

11. En la combustión de 2,5 g de benceno (C_6H_6) líquido se obtienen dióxido de carbono gas y agua líquida. El calor que se libera en este proceso, llevado a cabo a presión constante de 1 atm y 298 K, es de 104,8 kJ. a) Escriba y ajuste la ecuación de combustión de benceno y calcule la entalpía molar estándar de combustión del mismo. b) Usando los datos proporcionados, calcule la entalpía de formación del hidrocarburo en esas condiciones de presión y temperatura. c) ¿Qué signo tendrá la variación de entropía de la combustión de benceno? Datos: ΔH_f^0 (kJ/mol): CO_2 (g) = -393,5; H_2O (l) = -285,8. Masas atómicas: C = 12, H = 1.

Respuesta:

a) La reacción de combustión ajustada es la siguiente:



Teniendo en cuenta que 1 mol de benceno corresponde a una masa de 78 g, podremos establecer la siguiente relación:

$$\frac{2,5 \text{ g } C_6H_6}{78 \text{ g } C_6H_6} = \frac{-104,8 \text{ kJ}}{x \text{ kJ}} \quad x = -3269,76 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

b) La entalpía molar de formación del C_6H_6 se obtiene de:

$$\begin{aligned} -3269,76 &= 3 \Delta H_f^0(H_2O) + 6 \Delta H_f^0(CO_2) - \Delta H_f^0(C_6H_6) \\ -3269,76 &= 3(-285,8) + 6(-393,5) - \Delta H_f^0(C_6H_6) \\ \Delta H_f^0(C_6H_6) &= 3269,76 - 857,4 - 2361 = 51,36 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \end{aligned}$$

12. Indique razonadamente en qué condiciones de temperatura (altas, bajas o a cualquier temperatura) serán espontáneas las siguientes reacciones, o si hay alguna que no será espontánea a ninguna temperatura: a) $C(s) + 2 H_2(g) \rightarrow CH_4(g)$ $\Delta H = -74,8 \text{ kJ}$ b) $3 O_2(g) \rightarrow 2 O_3(g)$ $\Delta H = +285,5 \text{ kJ}$ c) $CH_3OH(g) + 3/2 O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2 H_2O(g)$ $\Delta H = -764,4 \text{ kJ}$ d) $2 Ag_2O(s) \rightarrow 4 Ag(s) + O_2(g)$ $\Delta H = +71,2 \text{ kJ}$.

Respuesta:

a) En esta reacción hay una disminución de entropía ($\Delta S < 0$). La reacción es exotérmica, pero el término $-T\Delta S > 0$. Por tanto la reacción será espontánea a **temperaturas bajas**.

b) La reacción es endotérmica y la entropía disminuye, con lo que la reacción **nunca será espontánea**.

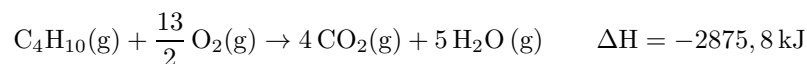
c) La reacción es exotérmica y la entropía aumenta. Para que la reacción **será siempre espontánea**.

d) La reacción es endotérmica y se produce un aumento de entropía, por lo que la reacción **será espontánea a temperaturas altas**.

13. La combustión de butano gaseoso a 25°C conduce a la obtención de dióxido de carbono (gas) y agua líquida, y la entalpía molar estándar de esta reacción es -2875,8 kJ/mol. a) Escriba y ajuste la ecuación de combustión de butano. b) Con los datos proporcionados, calcule la entalpía molar de formación del butano. c) ¿Cuánto calor se pondrá en juego si se hacen reaccionar 232 g de butano con 896 g de oxígeno? Datos: ΔH_f^0 (kJ/mol): CO_2 (g) = -393,5; H_2O (l) = -285,8. Masas atómicas: C = 12; H = 1; O = 16.

Respuesta:

a) La reacción es la siguiente:



b) Aplicando la Ley de Hess:

$$-2875,8 = 4(-393,5) + 5(-285,8) - \Delta H_f^0(C_4H_{10})$$

$$\Delta H_f^0(\text{C}_4\text{H}_{10}) = 2875,8 - 4 \cdot 393,5 - 5 \cdot 285,8 = -127,2 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

c) A partir de la reacción ajustada, vemos que 1 mol de butano (58 g) reacciona con 6,5 mol de oxígeno (208 g), por lo que calculamos el reactivo limitante:

$$\frac{58 \text{ g C}_4\text{H}_{10}}{208 \text{ g O}_2} = \frac{x \text{ g C}_4\text{H}_{10}}{896 \text{ g O}_2} \quad x = 249,8 \text{ g C}_4\text{H}_{10}$$

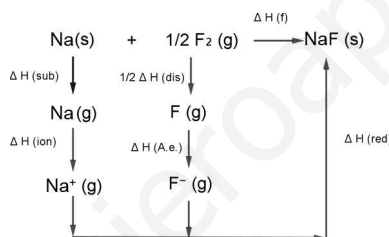
Por tanto, el butano es el reactivo limitante.

$$\frac{58 \text{ g C}_4\text{H}_{10}}{-2875,8 \text{ kJ}} = \frac{232 \text{ g C}_4\text{H}_{10}}{x \text{ kJ}} \quad x = -11503,2 \text{ kJ}$$

14. a) Dibuje el ciclo de Born-Haber para la formación del NaF(s). b) Calcule la energía de red (H_{red}) del NaF(s). Datos: Entalpía estándar de formación del NaF(s): $\Delta H_f^0 = -573,6 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ Afinidad electrónica del F(g): $AE = -328 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ Energía de ionización del Na(g): $EI = 495,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ Entalpía de sublimación del Na(s): $H_{sub} = 107,3 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ Entalpía de disociación del $\text{F}_2(\text{g})$: $H_{disoc} = 159 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Respuesta:

a) El ciclo es el siguiente: b) De la representación de este ciclo podemos deducir que:



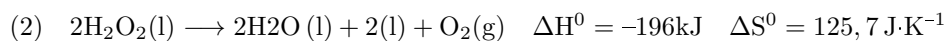
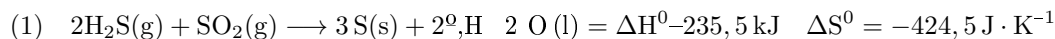
$$\Delta H_f = \Delta H_{sub} + \Delta H_{ion} + \frac{1}{2} \Delta H_{dis} + \Delta H_{A.e.} + \Delta H_{red}$$

Despejando la energía reticular:

$$\Delta H_{red} = \Delta H_f - \Delta H_{sub} - \Delta H_{ion} - \frac{1}{2} \Delta H_{dis} - \Delta H_{A.e.}$$

$$\Delta H_{red} = -573,6 - 107,3 - 495,8 - \frac{1}{2} 159 + 328 = -928,2 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

15. a) Considere las siguientes reacciones y conteste razonadamente a las cuestiones:



a) i) ¿Cuál de estas reacciones será espontánea a cualquier temperatura? ii) En la reacción que no es espontánea a cualquier temperatura, ¿por encima o por debajo de qué temperatura, en $^{\circ}\text{C}$, pasará a serlo? b) ¿Qué signo tendrá la variación de entropía en los siguientes procesos? Justifique la respuesta: $2\text{CuO}(\text{s}) \longrightarrow \text{Cu}_2\text{O}(\text{s}) + 1/2 \text{O}_2(\text{g})$; la condensación de amoníaco gaseoso; disolución de yoduro de potasio en agua.

Respuesta:

a) i) Los valores de ΔG^0 para las reacciones (1) y (2) son, respectivamente:

$$(1) \quad \Delta G^0 = -235,5 - T(-424,5 \cdot 10^{-3})$$

$$(2) \quad \Delta G^0 = -196 - T \cdot 125,7 \cdot 10^{-3}$$

Como puede verse, el valor de ΔG^0 tendrá siempre signo negativo en la reacción (2), por lo que **será siempre espontánea**.

ii) Para la reacción (1), despejamos el valor de T que haga 0 el valor de ΔG^0 :

$$T = \frac{235,5}{0,4245} = 554,8 \text{ K}$$

La reacción será espontánea para **temperaturas por debajo de 554,8 K, y no espontánea para temperaturas por encima de este valor**.

b) En el **primer y tercer proceso**, se produce un aumento del grado de desorden, por lo que **ΔS será positiva**. En el **segundo**, el grado de desorden disminuye, con lo que **ΔS será negativa**.

16. El etileno o eteno reacciona con F_2 para dar tetrafluoruro de carbono (CF_4) y fluoruro de hidrógeno, siendo todos ellos gases. a) Escriba y ajuste la ecuación de la reacción de etileno con F_2 y calcule la entalpía molar estándar de dicho proceso. b) Si queremos que se liberen 746 kJ en esta reacción, ¿se podrá conseguir partiendo de 7 g de etileno? ¿cuántos gramos de F_2 tendremos que añadir para que se liberen esos 746 kJ? Datos: ΔH_f^0 ($\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$): etileno (g) = 52,3; CF_4 (g) = -680,0; HF (g) = -268,5. Masas atómicas: H = 1; C = 12; F = 19.

Respuesta:

a) La reacción ajustada será la siguiente:



La entalpía de la reacción será la siguiente:

$$\Delta H^0 = \Delta H_{\text{productos}}^0 - \Delta H_{\text{reactivos}}^0 \quad \Delta H^0 = -2 \cdot 680,0 + 4(-268,5) - 52,3 = -2486,3 \text{ kJ}$$

b) La cantidad de calor liberada corresponde a 1 mol (28 g) de etileno, por lo que podemos plantear la igualdad:

$$(*) \quad \frac{28 \text{ g etileno}}{-2486,3 \text{ kJ}} = \frac{7 \text{ g etileno}}{x \text{ kJ}} \quad x = -621,58 \text{ kJ}$$

Con lo que la cantidad de etileno es insuficiente. Para liberar 746 kJ, tendremos que:

$$\frac{28 \text{ g etileno}}{-2486,3 \text{ kJ}} = \frac{y \text{ g etileno}}{-746 \text{ kJ}} \quad y = 8,40 \text{ g}$$

Por lo que no se podrán liberar 746 kJ con 7 g de etileno. Será preciso añadir una cantidad de 8,40 - 7 = 1,40 g de etileno.

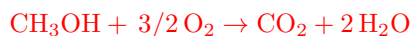
Utilizando una igualdad similar a (*), podremos escribir:

$$\frac{6 \cdot 19 \cdot 2 \text{ g } F_2}{-2486,3 \text{ kJ}} = \frac{x \text{ g } F_2}{-746 \text{ kJ}} \quad x = 68,41 \text{ g } F_2$$

17. La combustión de metanol líquido (CH_3OH) produce dióxido de carbono gaseoso y agua líquida, y la entalpía molar estándar de la reacción es de -726 kJ/mol. a) Escriba y ajuste la ecuación de combustión del metanol. b) Calcule la entalpía molar de formación del metanol. c) Calcule la entropía de la reacción y justifique si la reacción será espontánea en condiciones estándar ($T = 298 \text{ K}$). Datos: ΔH_f^0 ($\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$): CO_2 (g) = -393,5; H_2O (l) = -285,8 S^0 ($\text{J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$): CH_3OH (l) = 126,8; O_2 (g) = 205,1; CO_2 (g) = 213,8; H_2O (l) = 69,9 10.

Respuesta:

a) La reacción de combustión es la siguiente:



b) La entalpía de la reacción es:

$$-726 = \Delta H_f^0(\text{CO}_2) + 2 \Delta H_f^0(\text{H}_2\text{O}) - \Delta H_f^0(\text{CH}_3\text{OH})$$

$$\Delta H_f^0(\text{CH}_3\text{OH}) = -393,5 - 2 \cdot 285,8 + 726 = -239,1 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

c) La entropía de la reacción será:

$$\Delta S^0 = 213,8 + 2 \cdot 69,9 - \frac{3}{2} \cdot 205,1 - 126,8 = -80,85 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

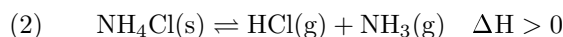
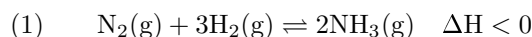
En condiciones estándar:

$$\Delta G^0 = \Delta H^0 - T\Delta S^0 = -726 + 298 \cdot 80,85 \cdot 10^{-3} = -701,9 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Al ser $\Delta G^0 < 0$, la reacción **es espontánea**.

5. EQUILIBRIO QUÍMICO.

1. Justifique para los siguientes equilibrios:



a) Qué constante es mayor K_p o K_c . b) Qué equilibrio se desplazará hacia la formación de reactivos al aumentar el volumen. c) Cómo se verán afectados con un aumento de la temperatura a volumen constante.

Respuesta:

a) La relación entre K_p y K_c es la siguiente:

$$K_p = K_c(\text{RT})^{\Delta n}$$

En la **reacción (1)**, $K_c > K_p$, puesto que $\Delta n = 2 - (1+3) = -2$, mientras que en la **reacción (2)**, $K_p > K_c$, ya que $\Delta n = 1-1-0 = 2$

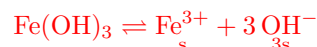
b) Se desplazará hacia la formación de reactivos **el equilibrio (1)**, debido a que, según el Principio de Le Chatelier, al aumentar el volumen, el equilibrio tenderá a desplazarse hacia donde el número de moles gaseosos sea mayor, en este caso, hacia la izquierda.

c) Aplicando el mismo Principio, un aumento de temperatura desplazará el equilibrio hacia donde la reacción sea endotérmica. En nuestro caso, **el equilibrio (1)** se desplazará hacia la **izquierda**, mientras que **el equilibrio (2)** lo hará hacia la **derecha**.

2. Sabiendo que $\text{Fe}(\text{OH})_3$ es un compuesto poco soluble: a) Escriba su correspondiente equilibrio de disolución y la expresión del producto de solubilidad. b) Justifique si la disolución del mismo se favorecerá tras la adición de alguna de las siguientes sustancias: FeCl_3 , HCl . Datos: $K_{ps}(\text{Fe}(\text{OH})_3) = 1,1 \cdot 10^{-36}$.

Respuesta:

a) El equilibrio de disolución es el siguiente:



Su producto de solubilidad será:

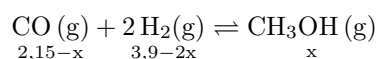
$$K_{ps} = [\text{Fe}^{3+}][\text{OH}^{-}]^3 = s(3s)^3 = 27s^4$$

b) Al añadir **FeCl_3** , estamos introduciendo un ion común, como es el Fe^{3+} , lo que **no favorece** la solubilidad del cloruro férrico. Por el contrario, la adición de **HCl** **favorecerá** la solubilidad del compuesto, debido a que se retiran iones OH^{-} de la disolución al reaccionar con el ácido.

3. La formación del metanol sigue la reacción: $\text{CO}(\text{g}) + 2\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{OH}(\text{g})$. Si se introducen 3,9 moles de hidrógeno y 2,15 moles de CO en un recipiente de 4 litros y se calientan a 210°C , se encuentra que en condiciones de equilibrio se tienen los mismos moles de metanol que de H_2 . Calcule: a) Las presiones parciales de todas especies en el equilibrio. b) Las constantes K_c y K_p a 210°C .) Datos: $R = 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$.

Respuesta:

a) El equilibrio puede ser planteado de la siguiente forma:



Puesto que, en el equilibrio, podemos poner: $3,9 - 2x = x$, obtendremos $x = 1,3$ moles. Para calcular las presiones parciales, debemos calcular, en primer lugar, la presión total, utilizando la ecuación de los gases perfectos:

$$P \cdot 4 = (2,15 - 1,3 + 3,9 - 2,6 + 1,3) 0,082 \cdot 483 \quad P = 34,16 \text{ atm}$$

La fracción molar de cada una de las especies es:

$$\chi_{\text{CO}} = \frac{2,15 - 1,3}{3,45} = 0,246 \quad \chi_{\text{CH}_3\text{OH}} = \frac{1,3}{3,45} = 0,377 \quad \chi_{\text{H}_2} = \frac{3,9 - 2 \cdot 1,3}{3,45} = 0,377$$

Las presiones parciales serán:

$$p_{\text{CO}} = 34,16 \cdot 0,246 = 8,40 \text{ atm} \quad p_{\text{CH}_3\text{OH}} = p_{\text{H}_2} = 34,16 \cdot 0,377 = 12,87 \text{ atm}$$

b) Las constantes son:

$$K_p = \frac{p_{\text{CH}_3\text{OH}}}{p_{\text{CO}} \cdot p_{\text{H}_2}} = \frac{12,87}{12,87^2 \cdot 8,40} = 9,25 \cdot 10^{-3}$$

$$K_c = K_p (RT)^{-\Delta n} = 9,25 \cdot 10^{-3} (0,082 \cdot 483)^2 = 14,51$$

4. Para el equilibrio: $2 \text{NO} (\text{g}) + \text{Cl}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NOCl} (\text{g})$, justifique la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones: a) En el momento de equilibrio se cumple que $[\text{NO}]_{\text{eq}} = [\text{NOCl}]_{\text{eq}}$. b) Al aumentar la presión, sin variar la temperatura, aumenta la concentración de NOCl. c) Una vez alcanzado el equilibrio, la adición de $\text{Cl}_2 (\text{g})$ aumentará K_c .

Respuesta:

a) La frase es **incorrecta**: en el equilibrio, el número de moles de NO será $a - 2x$, siendo a el número de moles iniciales de NO, mientras que el número de moles de NOCl será $2x$.

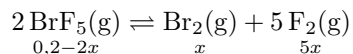
b) La frase es **correcta**: al aumentar la presión, el equilibrio se desplaza hacia el miembro en el que el número de moles de especies gaseosas sea menor, en este caso, la formación de NOCl.

c) La frase es **incorrecta**: el valor de K_c no es afectado por las concentraciones de reactivos o productos.

5. A 1500 K el pentafluoruro de bromo descompone de acuerdo con el siguiente equilibrio: $2 \text{BrF}_5 (\text{g}) \rightleftharpoons \text{Br}_2 (\text{g}) + 5 \text{F}_2 (\text{g})$. Si se inyectan 0,2 moles de BrF_5 en un recipiente cerrado de 10 L, cuando llega al equilibrio la presión de todos los gases asciende a 6,40 atm. Calcule: a) Las concentraciones de todos los gases en el equilibrio. b) Las constantes K_p y K_c a 1500 K. Datos: $R = 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$.

Respuesta:

a) En el equilibrio tendremos:



El número total de moles en el equilibrio será: $n = 0,2 - 2x + x + 5x = 0,2 + 4x$. Aplicando la ecuación de estado de los gases ideales, tendremos:

$$6,40 \cdot 10 = (0,2 + 4x) 0,082 \cdot 1500 \quad x = 0,08 \text{ moles}$$

Con este dato, las concentraciones serán:

$$[\text{BrF}_5] = \frac{0,2 - 2 \cdot 0,08}{10} = 4 \cdot 10^{-3} \text{ M} \quad [\text{Br}_2] = \frac{0,08}{10} = 8 \cdot 10^{-3} \text{ M} \quad [\text{F}_2] = \frac{5 \cdot 0,08}{10} = 0,04 \text{ M}$$

b) Las constantes K_c y K_p tendrán los valores respectivos:

$$K_c = \frac{8 \cdot 10^{-3} (0,04)^5}{(4 \cdot 10^{-3})^2} = 5,12 \cdot 10^{-5} \quad K_p = 5,12 \cdot 10^{-5} (0,082 \cdot 1500)^4 = 1,17 \cdot 10^4$$

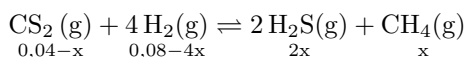
6. Se introducen 15,24 g de CS_2 y 0,8 g de H_2 en un reactor de 5 L. Al elevar la temperatura hasta 300°C se alcanza el siguiente equilibrio: $\text{CS}_2(\text{g}) + 4 \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{H}_2\text{S}(\text{g}) + \text{CH}_4(\text{g})$. Sabiendo que en las condiciones de equilibrio la concentración de metano es de 0,01 mol/L. Calcule: a) Las concentraciones de las especies en el equilibrio. b) El porcentaje de disociación del CS_2 . c) El valor de K_p y K_c . Datos: Masas atómicas: C = 12; S = 32,1, H = 1; R = 0,082 atm L mol⁻¹ K⁻¹.

Respuesta:

- a) Las concentraciones iniciales de CS_2 e hidrógeno serán:

$$[\text{CS}_2]_0 = \frac{15,24/76,2}{5} = 0,04 \text{ M} \quad [\text{H}_2]_0 = \frac{0,8/2}{5} = 0,08$$

En el equilibrio tendremos:



Al ser $x = 0,01$, tendremos:

$$[\text{CS}_2] = 0,04 - 0,01 = 0,03 \text{ M} \quad [\text{H}_2] = 0,08 - 4 \cdot 0,01 = 0,04 \text{ M}$$

$$[\text{H}_2\text{S}] = 2 \cdot 0,01 = 0,02 \text{ M} \quad [\text{CH}_4] = 0,01 \text{ M}$$

- b) El porcentaje de disociación del CS_2 será:

$$\% = \frac{0,01}{0,04} 100 = 25$$

- c) los valores de K_c y K_p será, respectivamente:

$$K_c = \frac{0,02^2 \cdot 0,01}{0,03 \cdot 0,04^4} = 52,08 \quad K_p = K_c(\text{RT})^{\Delta n} = 52,08(0,082 \cdot 573)^{-2} = 0,023$$

7. La reacción de carbón sobre vapor de agua conduce a la formación de hidrógeno de acuerdo con el equilibrio $\text{C}(\text{s}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2(\text{g})$; $\Delta H = 21,5 \text{ Kcal}$. Explique de forma razonada cómo se verá afectado el equilibrio anterior: a) Si se aumenta la temperatura. b) Si se retira $\text{CO}_2(\text{g})$ del reactor. c) Si se aumenta la presión.

Respuesta:

a) Al ser endotérmico el proceso, un aumento de temperatura favorecerá el desplazamiento del equilibrio **hacia la derecha**.

b) Al disminuir la concentración de uno de los productos, el equilibrio se desplazará **hacia la derecha**.

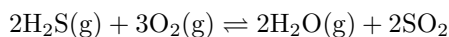
c) Al aumentar la presión, el equilibrio se desplaza hacia donde menor sea el número de moles gaseosos, en este caso, **hacia la izquierda**.

8. Considere los siguientes equilibrios: $\text{N}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2(\text{g})$; $\Delta H > 0$; $2 \text{H}_2\text{S}(\text{g}) + 3 \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g}) + 2 \text{SO}_2(\text{g})$; $\Delta H < 0$; $2 \text{C}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{CO}(\text{g})$; $\Delta H < 0$ a) Justifique en qué equilibrio $K_p = K_c$. b) Justifique en qué equilibrio se favorecerá la formación de productos al aumentar la presión y en cuál al aumentar la temperatura.

Respuesta:

a) Sólo en el equilibrio $\text{N}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2(\text{g})$ son iguales los valores de K_c y K_p , pues el número de moles de sustancias gaseosas es el mismo en ambos miembros de la ecuación química.

b) La formación de productos al aumentar la presión se favorecerá en el equilibrio:

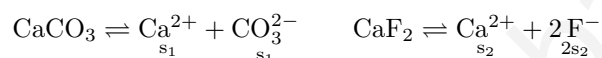


Pues un aumento de presión desplaza el equilibrio en el sentido donde el número de moles de sustancias gaseosas sea menor. Un aumento en la temperatura favorecerá la formación de productos en aquella reacción que sea endotérmica, es decir, en el equilibrio: $\text{N}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(\text{g})$

9. Responda de forma justificada a las siguientes preguntas: a) ¿Qué sal, CaCO_3 o CaF_2 será más soluble en agua, sabiendo que sus constantes de solubilidad K_{ps} son $8,7 \cdot 10^{-9}$ y $4 \cdot 10^{-11}$ respectivamente?. Escriba los correspondientes equilibrios de solubilidad. b) ¿Tiene carácter anfótero el ión HCO_3^- ? Datos: H_2CO_3 ($K_{a1} = 4,4 \cdot 10^{-7}$; $K_{a2} = 4,6 \cdot 10^{-11}$).

Respuesta:

a) Los respectivos equilibrios de solubilidad son los siguientes:



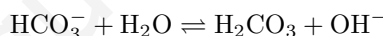
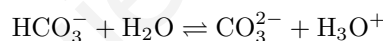
Utilizando los respectivos productos de solubilidad, determinamos la solubilidad en cada caso:

$$\text{CaCO}_3 : 8,7 \cdot 10^{-9} = s_1^2 \quad s_1 = 9,33 \cdot 10^{-5} \text{M}$$

$$\text{CaF}_2 : 4,6 \cdot 10^{-11} = 4s_2^3 \quad s_2 = 2,26 \cdot 10^{-4} \text{M}$$

Por lo que es más soluble el CaF_2

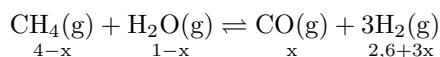
b) Efectivamente, el HCO_3^- tiene carácter anfótero, es decir, puede actuar como ácido o como base, siendo los respectivos equilibrios:



10. Se introducen 4 moles de metano junto con 1 mol de agua y 2,6 moles de hidrógeno gaseosos en un reactor de 2 L y se eleva la temperatura a 800°C . Sabiendo que una vez alcanzado el equilibrio: $\text{CH}_4(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g})$, se detectan 0,8 moles de monóxido de carbono, determine: a) Las presiones parciales de todos los gases en el equilibrio. b) Los valores de K_c y K_p . Datos: $R = 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$.

Respuesta:

a) En el equilibrio tendremos:



Teniendo en cuenta que $x = 0,8 \text{ mol}$, el número de moles de cada especie será:

$$n_{\text{CH}_4} = 3,2 \quad n_{\text{H}_2\text{O}} = 0,2 \quad n_{\text{CO}} = 0,8 \quad n_{\text{H}_2} = 5$$

Las correspondientes presiones parciales serán:

$$p_{\text{CH}_4} = \frac{3,2}{2} 0,082 \cdot 1073 = 140,77 \text{ atm} \quad p_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{0,2}{2} 0,082 \cdot 1073 = 8,79 \text{ atm}$$

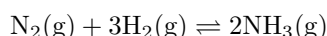
$$p_{\text{CO}} = \frac{0,8}{2} 0,082 \cdot 1073 = 35,19 \text{ atm} \quad p_{\text{H}_2} = \frac{5}{2} 0,082 \cdot 1073 = 219,96 \text{ atm}$$

b) los respectivos valores de K_c y K_p son:

$$K_c = \frac{\frac{0,8}{2} \left(\frac{5}{2}\right)^3}{\frac{3,2}{2} \frac{0,2}{2}} = 390,6$$

$$K_p = K_c(RT)^{\Delta n} = 390,6 (0,082 \cdot 1073)^2 = 3,02 \cdot 10^5$$

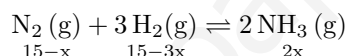
11. Para obtener amoníaco, según la reacción



se introducen 15 moles de nitrógeno y 15 moles de hidrógeno en un reactor de 10 L y la mezcla se calienta hasta 450 °C. Al alcanzar el equilibrio, el 20 % de los moles iniciales de nitrógeno se ha transformado en amoníaco. a) Calcule los moles de cada especie en el equilibrio y el valor de K_c de la reacción a 450 °C. b) Calcule la presión total en el equilibrio. c) Si aumenta la presión en el interior del reactor ¿aumentará el rendimiento de la reacción? $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.

Respuesta:

a) En el equilibrio, podremos escribir:



El 20 % de los moles iniciales de N_2 es $0,2 \cdot 15 = 3$ moles = $2x$, con lo que $x = 1,5$ moles. El número de moles de cada especie en el equilibrio es:

$$n_{\text{N}_2} = 13,5 \qquad n_{\text{H}_2} = 10,5 \qquad n_{\text{NH}_3} = 3$$

La constante K_c tendré el valor:

$$K_c = \frac{\left(\frac{2x}{10}\right)^2}{\left(\frac{15-x}{10}\right) \left(\frac{15-3x}{10}\right)^3} = \frac{0,3^2}{1,35 \cdot 1,05^3} = 0,058$$

b) Para calcular la presión total, aplicamos la ecuación de los gases perfectos:

$$P = \frac{13,5 + 10,5 + 3}{10} 0,082 \cdot 723 = 160 \text{ atm}$$

c) La constante de equilibrio se puede escribir como:

$$K_c = \frac{\left(\frac{2x}{V}\right)^2}{\left(\frac{15-x}{V}\right) \left(\frac{15-3x}{V}\right)^3} = \frac{(2x)^3 \cdot V^2}{(15-x)(15-3x)}$$

Al aumentar la presión, disminuirá el volumen. Al no variar el valor de K_c , x debe hacerse mayor para compensar la disminución del volumen, por lo que **aumentará** el rendimiento de la reacción.

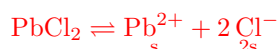
12. ¿Qué efecto tendrá en el equilibrio de la reacción $2 \text{NO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2(\text{g})$ a) un aumento de la temperatura si $\Delta H < 0$? b) una disminución del volumen? c) la eliminación de parte del NO_2 producido?

Respuesta:

- a) Según el Principio de Le Chatelier, al ser exotérmica la reacción, el equilibrio se desplazará **hacia el primer miembro**, es decir, hacia donde la reacción sea endotérmica. Se producirá una descomposición del NO_2 formado.
- b) Una disminución de volumen desplazará el equilibrio hacia donde el número de moles gaseosos sea menor, esto es, hacia la **formación de NO_2** .
- c) Una disminución en la concentración de uno de los productos desplazará el equilibrio **hacia la derecha**, para compensar la pérdida de concentración en este miembro.
13. El cloruro de plomo(II) es una sal poco soluble. a) Escriba el equilibrio de solubilidad y la expresión de la K_{ps} del cloruro de plomo(II). b) Calcule la solubilidad molar del cloruro de plomo(II). c) 100 mL de una disolución 0,8 M de nitrato de plomo (II) se mezclan con 100 mL de una disolución 0,2 M de cloruro de sodio. Si los volúmenes son aditivos ¿precipitará cloruro de plomo (II)? $K_{ps}(\text{PbCl}_2) = 1,6 \cdot 10^{-5}$.

Respuesta:

a) El equilibrio de solubilidad puede escribirse de la siguiente forma:



La constante del producto de solubilidad será: $K_{ps} = [\text{Pb}^{2+}][\text{Cl}^-]^{-2}$.

b) A partir de la constante del producto de solubilidad, tendremos:

$$1,6 \cdot 10^{-5} = [\text{Pb}^{2+}][\text{Cl}^-]^{-2} = s(2s)^2 = 4s^3 \quad s = 0,016 \text{ M}$$

c) Las concentraciones de cada uno de los iones serán, respectivamente:

$$[\text{Pb}^{2+}] = \frac{0,1 \cdot 0,8}{0,2} = 0,4 \text{ M} \quad [\text{Cl}^-] = \frac{0,1 \cdot 0,2}{0,2} = 0,1$$

Al ser el producto $[\text{Pb}^{2+}][\text{Cl}^-]^2 = 0,004 > 1,6 \cdot 10^{-5}$, **se producirá precipitación**.

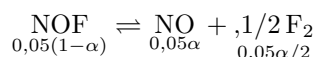
14. La ecuación $\text{NOF}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{NO}(\text{g}) + 1/2 \text{F}_2(\text{g})$ muestra el proceso de disociación del NOF. En un recipiente de 1 L se introducen 2,45 g de NOF y se eleva la temperatura a 573 K de modo que, cuando se alcanza el equilibrio, la presión total es de 2,57 atm. a) Calcule el grado de disociación del NOF y la presión parcial de cada una de las especies en el equilibrio. b) Calcule el valor de K_p . c) ¿Aumentará el grado de disociación del NOF al aumentar la presión? Masas atómicas: F = 19; O = 16, N = 14. $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

Respuesta:

a) La masa molecular del NOF es de 49 u. En número inicial de moles de NOF será:

$$n_0 = \frac{2,45}{49} = 0,05 \quad c_0 = \frac{0,05}{1} = 0,05 \text{ M}$$

En el equilibrio, podremos escribir:



Aplicando la ecuación de los gases:

$$2,57 = \left[0,05 \left(1 + \frac{\alpha}{2} \right) \right] 0,082 \cdot 573 \quad \alpha = 0,188$$

Las respectivas presiones parciales serán:

$$p_{\text{NOF}} = 2,57 \frac{0,05(1-0,188)}{0,05 \left(1 + \frac{0,188}{2} \right)} = 1,91 \text{ atm} \quad p_{\text{NO}} = 2,57 \frac{0,05 \cdot 0,188}{0,05 \left(1 + \frac{0,188}{2} \right)} = 0,44 \text{ atm}$$

$$p_{F_2} = 2,57 \frac{0,05 \cdot 0,188/2}{0,05 \left(1 + \frac{0,188}{2}\right)} = 0,22 \text{ atm}$$

b) El valor de K_p es:

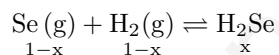
$$K_p = \frac{0,44 \cdot \sqrt{0,22}}{1,91} = 0,108$$

Según el Principio de Le Chatelier, una aumento de presión desplazará el equilibrio hacia donde menor sea el número de moles gaseosos, en este equilibrio, hacia la izquierda, con lo que el grado de disociación del NOF **disminuirá**.

15. En un recipiente de 5 L de capacidad se introducen 1 mol de selenio y 1 mol de hidrógeno y se calienta todo a 1000 K, alcanzándose el equilibrio $\text{Se(g)} + \text{H}_2\text{(g)} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{Se(g)}$, para el que $K_c = 2,2$. a) Calcule el número de moles de cada especie en el equilibrio. b) Manteniendo la temperatura constante, se duplica el volumen del recipiente. Una vez alcanzado el nuevo equilibrio ¿habrá aumentado la cantidad de H_2Se ? c) Si la reacción es exotérmica, explique cómo afecta al equilibrio un aumento de la temperatura.

Respuesta:

a) En el equilibrio podremos escribir:



Aplicando K_c :

$$2,2 = \frac{\frac{x}{5}}{\left(\frac{1-x}{5}\right)^2} = \frac{5x}{(1-x)^2} \quad x = 0,22 \text{ mol}$$

Por tanto, en el equilibrio tendremos:

$$n_{\text{Se}} = n_{\text{H}_2} = 1 - 0,22 = 0,78 \text{ mol} \quad n_{\text{H}_2\text{Se}} = 0,22 \text{ mol}$$

b) Según el Principio de Le Chatelier, al duplicar el volumen, el equilibrio se desplazará hacia la izquierda, según podemos deducir de:

$$K_c = \frac{V \cdot n_{\text{H}_2\text{Se}}}{n_{\text{H}_2} \cdot n_{\text{Se}}}$$

Por lo que **disminuirá la cantidad de H_2Se** .

c) Según el mismo principio, si la reacción es exotérmica, un aumento de temperatura desplazará el equilibrio hacia donde la reacción sea endotérmica, es decir, **hacia la izquierda**.

16. a) Escriba la expresión de la constante de solubilidad y calcule la solubilidad molar de BaF_2 . b) Se mezclan 50 mL de una disolución de NaF de concentración 0,1 M con 50 mL de otra disolución de $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ de concentración 0,05 M. Determine si se producirá la precipitación de BaF_2 . Datos: $K_{ps}(\text{BaF}_2) = 2 \times 10^{-6}$

Respuesta:

a) La constante del producto de solubilidad del BaF_2 es: $K_{ps} = [\text{Ba}^{2+}][\text{F}^-]^2$. Para calcular la solubilidad de esta sal, escribimos:

$$2 \cdot 10^{-6} = [\text{Ba}^{2+}][\text{F}^-]^2 = s(2s)^2 \quad s = 7,94 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

b) Suponiendo los volúmenes aditivos, tendremos:

$$[\text{F}^-] = \frac{5 \cdot 10^{-2} \cdot 0,1}{2 \cdot 5 \cdot 10^{-2}} = 0,05 \text{ M} \quad [\text{Ba}^{2+}] = \frac{5 \cdot 10^{-2} \cdot 0,05}{2 \cdot 5 \cdot 10^{-2}} = 0,025 \text{ M}$$

A partir de las anteriores concentraciones:

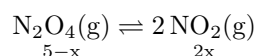
$$[\text{Ba}^{2+}][\text{F}^-]^2 = 0,05 \cdot 0,025^2 = 3,12 \cdot 10^{-5} > K_{ps}$$

Por tanto, **se producirá precipitado**.

17. En un reactor de 50 L se introducen 5 moles de tetraóxido de dinitrógeno y se eleva la temperatura hasta 330 K. Cuando se alcanza el equilibrio $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2(\text{g})$, en el interior del reactor la presión total es de 3,5 atm. a) Calcule el número de moles de cada especie en el equilibrio y el valor de K_c . b) Calcule el grado de disociación del N_2O_4 (g). c) Si el volumen del reactor se reduce a la mitad ¿aumentará la cantidad de NO_2 ? Datos. $R = 0,082 \text{ atmL} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$

Respuesta:

a) Para el equilibrio, podemos escribir lo siguiente:



El número total de moles será: $n = 5 - x + 2x = 5 + x$. Aplicando la ecuación de los gases:

$$3,5 \cdot 50 = (5 + x) 0,082 \cdot 330 \quad x = 1,47 \text{ mol}$$

El número de moles en el equilibrio será:

$$n_{\text{N}_2\text{O}_4} = 5 - 1,47 = 3,53 \text{ mol} \quad n_{\text{NO}_2} = 2 \cdot 1,47 = 2,94 \text{ mol}$$

b) El grado de disociación será:

$$\alpha = \frac{x}{5} = \frac{1,47}{5} = 0,294$$

c) Teniendo en cuenta que:

$$K_c = \frac{\left(\frac{n_{\text{NO}_2}}{V}\right)^2}{\frac{n_{\text{N}_2\text{O}_4}}{V}} = \frac{n_{\text{NO}_2}^2}{V(n_{\text{N}_2\text{O}_4})}$$

Un aumento de volumen desplazará el equilibrio hacia la formación de N_2O_4 , es decir, hacia donde el número de moles gaseosos sea menor. **La cantidad de NO_2 disminuirá**.

18. Considere el proceso $\text{ZnS}(\text{s}) + 3/2 \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{ZnO}(\text{s}) + \text{SO}_2(\text{g})$. a) Escriba la expresión de su K_p . b) Determine si ΔS de la reacción directa es positiva o negativa e interprete el significado del signo. c) Al aumentar la temperatura se observa que disminuye la cantidad de SO_2 . Explique si la reacción es endotérmica o exotérmica. d) Se quiere aumentar la cantidad de ZnO modificando la presión del sistema. Justifique si es posible conseguirlo.

Respuesta:

a) Al tratarse de un equilibrio heterogéneo, la constante K_p para esta reacción será:

$$K_p = \frac{[\text{SO}_2]}{[\text{O}_2]^{3/2}}$$

b) ΔS para la reacción directa es **negativo**, pues el número de moles gaseosos y, por tanto, el desorden del sistema disminuye.

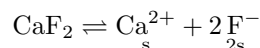
c) Si al aumentar la temperatura disminuye la concentración de SO_2 , ello implica que la reacción es **exotérmica**, pues un aumento de temperatura tiende a desplazar el equilibrio hacia donde la reacción sea endotérmica.

d) El aumento en la cantidad de ZnO implica un desplazamiento del equilibrio hacia la izquierda. Según el principio de Le Chatelier, un aumento de presión desplazará equilibrio hacia donde el número de moles gaseosos sea menor. Por tanto, para aumentar la cantidad de ZnO , deberemos **aumentar la presión** del sistema.

19. El producto de solubilidad del fluoruro de calcio es $K_{ps} = 3,4 \times 10^{-11}$. a) Escriba el equilibrio de solubilidad del fluoruro de calcio y calcule la concentración, en mol / L, de los iones calcio y fluoruro en una disolución saturada. b) ¿Qué volumen de agua se necesitaría para conseguir una disolución saturada al disolver 1 g de fluoruro de calcio? c) Determine la solubilidad del fluoruro de calcio en una disolución 0,5 M de fluoruro de potasio. Considere que el fluoruro de potasio está totalmente disociado. Datos: Masas atómicas: Ca = 40; F = 19.

Respuesta:

- a) El equilibrio de solubilidad es el siguiente:



A partir del producto de solubilidad:

$$3,4 \cdot 10^{-11} = 4s^3 \quad s = 2,04 \cdot 10^{-4} \text{M}$$

Las respectivas concentraciones serán:

$$[\text{Ca}^{2+}] = 2,04 \cdot 10^{-4} \text{M} \quad [\text{F}^-] = 4,08 \cdot 10^{-4} \text{M}$$

- b) El número de moles disueltos de CaF_2 será: $n = \frac{1}{78} = 0,0128$. Para obtener una disolución $2,04 \cdot 10^{-4} \text{M}$:

$$2,04 \cdot 10^{-4} = \frac{0,0128}{V} \quad V = 62,75 \text{ L}$$

- c) La concentración de F^- será: $[\text{F}^-] = 0,5$, por lo que:

$$3,4 \cdot 10^{-11} = s \cdot 0,5^2 \quad s = 1,36 \cdot 10^{-10} \text{M}$$

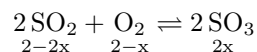
20. Considere la siguiente reacción de descomposición del NOCl: $2 \text{NOCl} (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO} (\text{g}) + \text{Cl}_2 (\text{g})$ $\Delta H = +76 \text{ kJ}$ ¿Qué efecto tendrán sobre el equilibrio las siguientes acciones? Justifique las respuestas: a) Añadir más Cl_2 al recipiente de la reacción. b) Un aumento de la temperatura. c) Un aumento de la presión total. d) Añadir un catalizador.

Respuesta:

- a) Al añadir un producto, **el equilibrio se desplaza hacia la izquierda**. b) Al ser endotérmica la reacción, el equilibrio se desplaza **hacia la derecha**. c) Al aumentar la presión, el equilibrio se desplaza hacia donde el número de moles gaseosos sea menor, esto es, **hacia la izquierda**. d) **No hay desplazamiento del equilibrio**, sino un aumento en la velocidad de la reacción.
21. Se introducen 2 mol de dióxido de azufre y 2 mol de oxígeno molecular en un recipiente de 8 L y la mezcla se calienta a 730°C , produciéndose trióxido de azufre. $2 \text{SO}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{SO}_3 (\text{g})$ Si cuando se alcanza el equilibrio quedan 0,25 mol de dióxido de azufre, calcule: a) Los gramos de trióxido de azufre en el equilibrio. b) Las constantes K_c y K_p para este equilibrio. Datos: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$. Masas atómicas: S = 32; O = 16.

Respuesta:

- a) En el equilibrio podemos escribir:



$$2x = 0,25$$

La masa de SO_3 en el equilibrio es: $m = 0,25 \text{ mol} \cdot 80 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 20 \text{ g SO}_3$. b) Las constantes K_c y K_p tienen los valores respectivos:

$$K_c = \frac{\left(\frac{0,25}{8}\right)^2}{\left(\frac{2-0,25}{8}\right)^2 \left(\frac{2-0,125}{8}\right)} = 0,087$$

$$K_p = K_c(RT)^{\Delta n} = 0,087 (0,082 \cdot 1003)^{-1} = 1,06 \cdot 10^{-3}$$

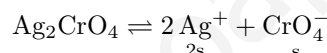
22. La solubilidad del cromato de plata (Ag_2CrO_4) es de $4,35 \times 10^{-3}$ g por cada 100 mL. a) Escriba el equilibrio de solubilidad del cromato de plata y calcule el valor del producto de solubilidad. b) ¿Precipitará el cromato de plata cuando se mezclen 200 mL de una disolución 0,9 M de cromato de sodio y 300 mL de una disolución 0,4 M de nitrato de plata? Masas atómicas: Cr = 52; Ag = 108; O = 16.

Respuesta:

a) La solubilidad expresada en mol/L será:

$$s = \frac{4,35 \cdot 10^{-3}}{2 \cdot 108 + 52 + 16 \cdot 4} = 1,31 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

El equilibrio de solubilidad será:



El producto de solubilidad será:

$$K_{ps} = [\text{Ag}^+]^2[\text{CrO}_4^-] = 4s^3 = 9 \cdot 10^{-15}$$

b) Las respectivas concentraciones serán:

$$[\text{CrO}_4^-] = \frac{0,2 \cdot 0,9}{0,2 + 0,3} = 0,36 \text{ M} \quad [\text{Ag}^+] = \frac{0,3 \cdot 0,4}{0,2 + 0,3} = 0,24 \text{ M}$$

El producto $[\text{Ag}^+]^2[\text{CrO}_4^-] = 0,0207 > K_{ps}$, por lo que **precipitará el Ag_2CrO_4**

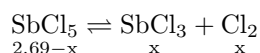
23. El pentacloruro de antimonio es un líquido viscoso de densidad 2,3 g/mL, el cual al elevar la temperatura se descompone de acuerdo con el siguiente equilibrio: $\text{SbCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{SbCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$ En un recipiente de 5 L se introducen 350 mL de pentacloruro de antimonio y se calienta a 200°C, observándose que, al alcanzar el equilibrio, la presión del sistema es de 25 atm. Calcule: a) Los moles de cada especie en el equilibrio. b) El valor de K_c . c) ¿Cómo evolucionará el equilibrio si la presión total del sistema se reduce a la mitad? Masas atómicas: Sb = 122; Cl = 35,5. $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

Respuesta:

a) Los 350 mL de pentacloruro de antimonio corresponden a una masa $m = 350 \cdot 2,3 = 805 \text{ g}$, correspondientes a un número de moles:

$$n = \frac{805}{122 + 5 \cdot 35,5} = 2,69 \text{ mol}$$

para el equilibrio, tendremos:



El número total de moles en el equilibrio será: $n = 2,69 - x + 2x = 2,69 + x$. Aplicando la ecuación de los gases:

$$25 \cdot 5 = (2,69 + x) 0,082 \cdot 473 \quad x = 0,53 \text{ mol}$$

Los moles de cada especie en el equilibrio son:

$$n_{\text{SbCl}_3} = n_{\text{Cl}_2} = 0,53 \quad n_{\text{SbCl}_5} = 2,69 - 0,53 = 2,16$$

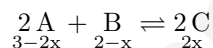
b) El valor de K_c será:

$$K_c = \frac{\left(\frac{0,53}{5}\right)^2}{\left(\frac{216}{5}\right)} = 2,6 \cdot 10^{-4}$$

24. Una disminución de la presión provoca un desplazamiento hacia donde el número de moles gaseosos sea mayor, es decir hacia la **formación de SbCl_3 y de Cl_2** .
25. En un recipiente de 5 L se introducen 3 moles de A y 2 moles de B, y se calienta todo a 200°C . La reacción que se produce es la siguiente: $2\text{A}(\text{g}) + \text{B}(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{C}(\text{g})$ $\Delta\text{H} > 0$ a) Si se sabe que ha reaccionado un 75 % del reactivo A, calcule la K_c de la reacción. b) Proponga dos formas distintas de aumentar el rendimiento de esta reacción sin tener que añadir más cantidad de reactivos.

Respuesta:

a) En el equilibrio, tendremos:



Sabiendo que queda un 25 % del reactivo A: $3 - 2x = 3 \cdot 0,25 = 0,75$; tendremos que $x = 1,125$ moles. La constante K_c tendrá el valor:

$$K_c = \frac{4x^2}{(3 - 2x)^2(2 - x)} = \frac{4 \cdot 1,125^2}{0,75^2 \cdot 0,875} = 10,29$$

b) Al tratarse de una reacción endotérmica, un **aumento en la temperatura** desplazará el equilibrio hacia donde la reacción sea endotérmica, es decir, hacia la formación de C. Una segunda forma podría ser **aumentar la presión**, pues en este caso, el equilibrio se desplazaría hacia donde menor sea el número de moles gaseosos (hemos supuesto que los reactivos y producto se encuentran en fase gaseosa).

26. El CO_2 y el H_2 reaccionan a altas temperaturas según el siguiente equilibrio: $\text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$ En un reactor de 25 L se introducen 3 moles de CO_2 , 3 moles de H_2 , 5 moles de CO y 2 moles de agua, todo se calienta hasta 1000 K. La K_c a esa temperatura tiene un valor de 1,3. a) Justifique por qué esa mezcla no está en equilibrio y razone cómo evolucionará la reacción para alcanzarlo. b) Calcule las presiones parciales de cada compuesto en el equilibrio sabiendo que la suma de moles de CO y H_2O en el mismo es de 7,24. Datos: $R = 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$.

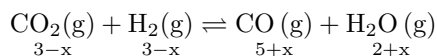
Respuesta:

a) Sabiendo que el cociente de la reacción es:

$$Q = \frac{5 \cdot 2}{3 \cdot 3} = 1,11 < 1,3$$

Con lo que, para que se produzca el equilibrio, la reacción evolucionará de forma que aumente el valor de Q, es decir, **se formarán nuevas cantidades de CO y de H_2** .

b) En el equilibrio tendremos:



sabiendo que $7 + 2x = 7,24$, tendremos que $x = 0,12$ moles. El número de moles de cada especie será:

$$n_{\text{CO}_2} = 2,88 \quad n_{\text{H}_2} = 2,88 \quad n_{\text{CO}} = 5,12 \quad n_{\text{H}_2\text{O}} = 2,12$$

Aplicando la ecuación de los gases, podremos calcular la presión total:

$$P \cdot 25 = (2,88 + 2,88 + 5,12 + 2,12) 0,082 \cdot 1000 \quad P = 42,64 \text{ atm}$$

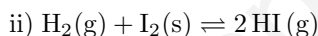
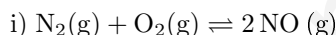
Las fracciones molares de cada especie son las siguientes:

$$\chi_{\text{CO}_2} = \chi_{\text{H}_2} = \frac{2,88}{13} \quad \chi_{\text{CO}} = \frac{5,12}{13} \quad \chi_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{2,12}{13}$$

Con lo que las presiones parciales serán, respectivamente:

$$p_{\text{CO}_2} = p_{\text{H}_2} = \frac{2,88}{13} 42,64 = 9,45 \text{ atm} \quad p_{\text{CO}} = \frac{5,12}{13} 42,64 = 16,80 \text{ atm} \quad p_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{2,12}{13} 42,64 = 6,96 \text{ atm}$$

27. a) Considere la siguiente reacción y responda razonadamente a las preguntas planteadas: $3 \text{ Fe (s)} + 4 \text{ H}_2\text{O (g)} \rightleftharpoons \text{Fe}_3\text{O}_4 \text{ (s)} + 4 \text{ H}_2 \text{ (g)}$; $\Delta H^0 < 0$ i) ¿Qué efecto tendría en el equilibrio un aumento de la temperatura? ii) Si se añade más H_2O , ¿el rendimiento de la reacción se verá afectado? ¿en qué sentido? b) ¿Cómo afectará al equilibrio de las siguientes reacciones un aumento de volumen del recipiente manteniendo la temperatura constante?



¿Este cambio modificará la K_c de las reacciones? Justifique las respuestas.

Respuesta:

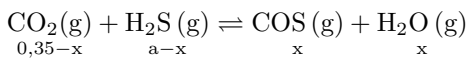
- a) i) Al tratarse de una reacción exotérmica, un aumento de temperatura desplazaría el equilibrio hacia la izquierda.
 ii) El H_2O es uno de los reactivos, por lo que un aumento en su concentración tenderá a desplazar el equilibrio **hacia la derecha**.
 b) Al aumentar el volumen, disminuirá la presión, por lo que el equilibrio se desplazará hacia donde el número de moles gaseosos sea mayor. Teniendo en cuenta que, para la primera reacción el número de moles gaseosos es el mismo en ambos miembros, **el equilibrio no variará**. En el segundo caso, el equilibrio se desplazará **hacia la derecha**. El valor de **K_c no se modifica**, pues depende únicamente de la temperatura.
28. En un recipiente de 3 L se introducen 15,4 g de CO_2 y una cantidad desconocida de H_2S , y se calienta todo a 425°C . El equilibrio que se establece es el siguiente: $\text{CO}_2 \text{ (g)} + \text{H}_2\text{S (g)} \rightleftharpoons \text{COS (g)} + \text{H}_2\text{O (g)}$
 Una vez alcanzado el equilibrio, la presión total del sistema es de 11,5 atm y hay 12 g de COS. Calcule:
 a) Los gramos de H_2S que se introdujeron inicialmente. b) El valor de K_c y K_p a esa temperatura.
 Datos: Masas atómicas: C = 12, O = 16, S = 32, H = 1. R = $0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$.

Respuesta:

- a) El número inicial de moles de CO_2 , y el número de moles de COS en el equilibrio son, respectivamente:

$$n_{\text{CO}_2} = \frac{15,4}{44} = 0,35 \text{ mol} \quad n_{\text{COS}} = \frac{12 \text{ g}}{60 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,2 \text{ mol}$$

El equilibrio se puede representar de la siguiente forma:



Sabiendo que $x = 0,2$ moles, y que la presión total es de 11,5 atm tendremos, aplicando la ecuación de los gases:

$$11,5 \cdot 3 = (0,35 + a) 0,082 \cdot 698 \quad a = 0,25 \text{ mol H}_2\text{S}$$

la masa de H_2S es: $m = 0,25\text{mol} \cdot 34\text{g} \cdot \text{mol}^{-1} = 8,5\text{g}$

b) Los valores de K_c y K_p son, respectivamente:

$$K_c = \frac{\left[\frac{0,2}{3}\right]^3}{\left[\frac{0,35 - 0,2}{3}\right] \left[\frac{0,25 - 0,20}{3}\right]} = 5,33$$

$$K_p = K_c(\text{RT})^{\Delta n} = K_c(\text{RT})^0 = 5,33$$

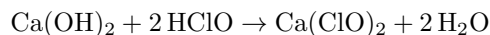
www.yoquieroaprobar.es

6. ÁCIDOS Y BASES.

1. Se adicionan 7,4 gramos de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ sobre 500 mL de una disolución acuosa de HClO 0,2 M, sin producir aumento de volumen. a) Calcule la concentración de todas las sustancias al producirse la reacción. Escriba la ecuación ajustada. b) Calcule el pH de la disolución inicial de ácido hipocloroso 0,2 M. Datos: Masas atómicas: Ca = 40; Cl = 35,5; O = 16, H = 1. $K_a(\text{HClO}) = 3 \cdot 10^{-8}$.

Respuesta:

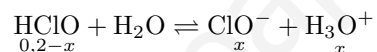
- a) La reacción (ajustada) que se producirá es la siguiente:



El número de moles de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ será: $n = m/P_m = 7,4/74 = 0,1$, mientras que el número de moles de HClO será: $n_{\text{HClO}} = V \cdot M = 0,5 \cdot 0,2 = 0,1$. De la reacción anterior se deduce que un mol de hidróxido de calcio reacciona con 2 moles de ácido hipocloroso, por lo que, tras producirse la reacción, todo el HClO se consumirá, quedando un residuo de 0,05 moles de $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Puesto que, por cada mol de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ se produce un mol de $\text{Ca}(\text{ClO})_2$, el número de moles de éste que se obtienen es de 0,05. Así pues, las concentraciones serán las siguientes:

$$[\text{Ca}(\text{OH})_2] = [\text{Ca}(\text{ClO})_2] = \frac{0,05}{0,5} = 0,1$$

- b) El equilibrio de disociación del HClO es el siguiente:



Aplicando la constante de equilibrio:

$$K_a = \frac{[\text{ClO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HClO}]} = \frac{x^2}{0,2-x} \simeq \frac{x^2}{0,2}$$

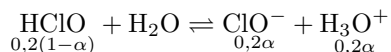
Resolviendo la ecuación, tendremos:

$$x = 7,75 \cdot 10^{-5} \quad \text{pH} = -\log 7,75 \cdot 10^{-5} = 4,11$$

2. Una disolución de HClO 0,2 M tiene un pH de 4,11. Calcule: a) El grado de disociación y la constante de acidez del ácido. b) El volumen de una disolución de NaOH 0,12 M necesario para neutralizar 50 mL de la disolución anterior. Escriba la correspondiente ecuación de neutralización.

Respuesta:

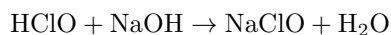
- a) La disociación del HClO puede ser representada de la siguiente forma:



sabiendo que $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-4,11} = 7,76 \cdot 10^{-5}$, podremos escribir: $0,2\alpha = 7,76 \cdot 10^{-5}$, y $\alpha = 3,88 \cdot 10^{-4}$. La constante de acidez será:

$$K_a = \frac{0,2 \cdot 3,88 \cdot 10^{-4}}{1 - 3,88 \cdot 10^{-4}} = 7,76 \cdot 10^{-5}$$

- b) La ecuación de neutralización será:



El volumen de base se calcula partiendo de la igualdad: $V_a M_a = V_b M_b$, es decir: $50 \cdot 0,2 = V_b \cdot 0,12$, por lo que: $V_b = 83,3 \text{ mL}$

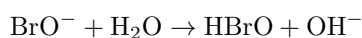
3. Considerando los siguientes ácidos y teniendo en cuenta el dato de su constante de acidez: HCOOH ($K_a = 1,8 \cdot 10^{-4}$), HBrO ($K_a = 2,5 \cdot 10^{-9}$) y CH₃COOH ($K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$) a) Justifique cuál es el ácido más fuerte. b) Calcule el valor de K_b para la base conjugada más fuerte. c) ¿Qué pH (ácido, básico o neutro) se obtendrá al hacer reaccionar los mismos moles de HBrO con NaOH? Escriba la reacción.

Respuesta:

- a) El ácido más fuerte será aquel cuya constante K_a sea la mayor, en este caso, el **HCOOH**.
 b) La base conjugada más fuerte corresponderá al ácido más débil (HBrO). La constante K_b será:

$$K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{2,5 \cdot 10^{-9}} = 4 \cdot 10^{-6}$$

- c) El pH será **básico**, formarse una sal de ácido débil y base fuerte, que experimentará el siguiente proceso de hidrólisis:



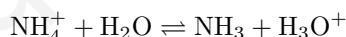
4. Si se preparan disoluciones 0,5 M de NH₃, NaCl, NaOH y NH₄Cl: a) Justifique de forma cualitativa cuál de ellas tendrá el pH más bajo. b) Elija de forma razonada una pareja que forme una disolución reguladora. c) Explique en qué disolución se mantendrá el pH al diluirla. Dato: $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

Respuesta:

- a) El amoníaco es una base débil, cuya disociación es la siguiente:



El cloruro de sodio, al tratarse de una sal de ácido fuerte y base fuerte dará lugar a un pH neutro en disolución. El hidróxido sódico es una base fuerte cuya concentración en disolución es igual a la concentración de ion OH⁻. El pH será básico. Por último el cloruro amónico, al tratarse de una sal de ácido fuerte y base débil, experimenta el siguiente proceso de hidrólisis:



Con lo que el pH será ligeramente ácido. Según lo anteriormente expuesto, el pH más bajo corresponderá al **NH₄Cl**

- b) Una disolución reguladora está formada por un ácido y su base conjugada. En nuestro caso, la pareja que forma la disolución reguladora es **NH₃/NH₄Cl**

- c) **Se mantendrá el pH en la disolución de NaCl**, ya que dicho pH es, inicialmente, neutro. La adición de agua no variará el equilibrio de iones H⁺ y OH⁻.

5. Se prepara una disolución disolviendo 4 g de NaOH en agua y enrasando hasta 250 mL. a) Calcule el pH de la disolución resultante. b) Determine el pH de la disolución que se obtiene a partir de la adición de 50 mL de HCl 0,5 M sobre 50 mL de la disolución de NaOH inicial. Suponga los volúmenes aditivos. Escriba la reacción. c) ¿Qué volumen de H₂SO₄ 0,1 M será necesario para neutralizar 20 mL de la disolución inicial de NaOH. Escriba la reacción. Datos: Masas atómicas: Na = 23; O = 16; H = 1.

Respuesta:

- a) La concentración de NaOH (y, por tanto, de OH⁻) será:

$$[\text{OH}^-] = \frac{4/40}{0,25} = 0,4 \text{ M}$$

$$\text{pH} = 14 + \log [\text{OH}^-] = 14 + \log 0,4 = \mathbf{13,6}$$

b) Al añadir el ácido, concretamente $0,5 \cdot 0,050 = 25 \cdot 10^{-3}$ moles a $0,050 \cdot 0,4 = 20 \cdot 10^{-3}$ moles. Habrá, por tanto, un exceso de $5 \cdot 10^{-3}$ moles de ácido en un volumen total de 100 mL. La concentración de H_3O^+ será, entonces:

$$[\text{H}^+] = \frac{5 \cdot 10^{-3}}{0,1} = 0,05 \quad \text{pH} = -\log 0,05 = 1,30$$

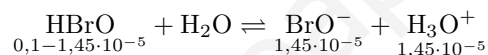
c) Teniendo en cuenta que un mol de ácido reaccionará con dos moles de base, podremos establecer la siguiente relación:

$$\frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{2 \text{ mol NaOH}} = \frac{V \cdot 0,1}{20 \cdot 0,4} \quad V = 40 \text{ mL de ácido}$$

6. Se tiene una disolución de ácido hipobromoso (HBrO) 0,1 M que tiene el mismo pH que una disolución de HCl $1,45 \cdot 10^{-5}$ M. Calcule: a) El pH de la disolución del ácido hipobromoso y su constante K_a . b) El grado de disociación de HBrO si se reduce la concentración inicial a la mitad. c) El volumen de una disolución de NaOH 0,25 M necesario para neutralizar 20 mL de la disolución de HBrO 0,1 M. Escriba la ecuación de neutralización.

Respuesta:

a) La concentración de H_3O^+ en ambos casos será la misma, pues el HCl está totalmente disociado. Conocido este dato, podremos escribir el siguiente equilibrio:



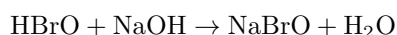
El pH será: $-\log 1,45 \cdot 10^{-5} = 4,84$. La constante K_a del HBrO será:

$$K_a = \frac{(1,45 \cdot 10^{-5})^2}{0,1 - 1,45 \cdot 10^{-5}} = 2,10 \cdot 10^{-9}$$

b) Si $c = 0,05$, tendremos:

$$2,10 \cdot 10^{-9} = \frac{0,05\alpha^2}{1 - \alpha} \quad \alpha = 2,05 \cdot 10^{-4}$$

c) La ecuación de neutralización es la siguiente:



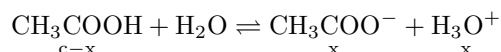
Puesto que la neutralización se produce mol a mol, podremos escribir lo siguiente:

$$n_{\text{HBrO}} = 20 \cdot 10^{-3} \cdot 0,1 = n_{\text{NaOH}} = V_{\text{NaOH}} \cdot 0,25 \quad V = 8 \cdot 10^{-3} \text{ L}$$

7. Una disolución de ácido acético en agua tiene un pH de 2,45. a) Calcule la concentración molar inicial de ácido acético. b) Calcule la masa de hidróxido de sodio que se necesita para neutralizar 100 mL de esa disolución de ácido acético. Indique cualitativamente el pH de la disolución resultante de la neutralización. $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,8 \times 10^{-5}$. Masas atómicas: Na = 23; O = 16; H = 1.

Respuesta:

a) El equilibrio de disociación del CH_3COOH será:



Puesto que $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = 2,45$, $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2,45} = 3,55 \cdot 10^{-3}$.

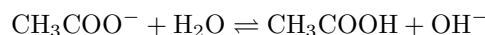
La constante K_a para el ácido acético será:

$$1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{(3,55 \cdot 10^{-3})^2}{3,55 \cdot 10^{-3} - c} \quad c = 0,7 \text{ M}$$

b) La reacción de neutralización se realiza mol a mol, lo que hace que se puedan igualar el número de moles de ácido al de base, es decir:

$$0,1 \cdot 0,7 = \frac{m_{\text{NaOH}}}{40} = m_{\text{NaOH}} = 2,8 \text{ g}$$

Puesto que se obtiene una sal de ácido débil y base fuerte, el ion CH_3COO^- experimentará el siguiente proceso de hidrólisis:



Con lo que el pH de la disolución será **básico**.

8. De entre las siguientes moléculas o iones: HCl , Cl^- , NH_3 , HCO_3^- , NH_4^+ a) Seleccione una especie que sea anfótera y escriba las reacciones que lo justifiquen. b) Seleccione una pareja de especies que puedan formar una disolución reguladora. Describa como actúa esa disolución reguladora al añadir una pequeña cantidad de ácido (HCl) o de base (NaOH). c) Seleccione la especie cuyas disoluciones tengan el valor de pH más bajo. $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \times 10^{-5}$, $K_{a1}(\text{H}_2\text{CO}_3) = 4,4 \times 10^{-7}$, $K_{a2}(\text{H}_2\text{CO}_3) = 4,6 \times 10^{-11}$.

Respuesta:

- a) El HCO_3^- es una especie anfótera, pues puede actuar como ácido o como base, según los equilibrios:



b) Podemos obtener una disolución reguladora tomando una disolución que contenga las especies NH_3 y NH_4^+ , pues se trata de una base débil y su ácido conjugado. En una disolución reguladora, la adición de pequeñas cantidades de ácido o de base producen pequeñas variaciones del pH de la disolución, muy inferiores a las que produciría la adición de esas cantidades de ácido o de base al mismo volumen de agua que el de la disolución reguladora.

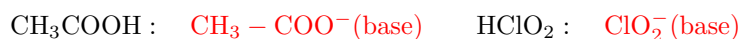
- c) las disoluciones de pH más bajo serán las de **HCl**, al tratarse de un ácido fuerte.

9. Se dispone de disoluciones acuosas de la misma concentración de las siguientes especies: NH_3 , HCl , CH_3COOH y HClO_2 . a) Ordénalas, de forma razonada, de menor a mayor valor de pH. b) Escriba la especie conjugada (ácido o base, según corresponda) de cada una de ellas. c) ¿Qué pH (indique cualitativamente si será ácido, básico o neutro) tendrá la disolución resultante de mezclar volúmenes iguales de las disoluciones de NH_3 y de HCl ? $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$; $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$; $K_a(\text{HClO}_2) = 1,1 \cdot 10^{-2}$

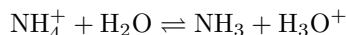
Respuesta:

a) El HCl es un ácido fuerte, mientras que el CH_3COOH y el HClO_2 son ácidos débiles. Puesto que K_a para el HClO_2 es mayor que para el CH_3COOH , el pH de aquel será menor que el de éste. Así pues, el orden de menor a mayor pH es: **$\text{HCl} < \text{HClO}_2 < \text{CH}_3 - \text{COOH} < \text{NH}_3$** . El NH_3 ocupa el último lugar al tratarse de una base.

- b) Las especies conjugadas son, respectivamente:



c) Al mezclar volúmenes iguales de HCl y NH₃ se obtiene el NH₄Cl, una sal de ácido fuerte y base débil. El ion NH₄⁺ experimenta el siguiente proceso de hidrólisis:



Con lo que la disolución resultante tendrá un **pH ácido**.

10. Se prepara una disolución de HCl diluyendo 3 mL de un ácido clorhídrico comercial del 36 % de riqueza en masa y densidad 1,18 g·mL⁻¹ hasta un volumen de 250 mL. a) Calcule la concentración molar y el pH de la disolución diluida de HCl. b) Calcule el volumen de esa disolución de HCl que reaccionará con 75 mL de una disolución de concentración 0,1 M de NaOH. ¿Qué pH tendrá la disolución resultante de esta reacción? Masas atómicas: Cl = 35,5; H = 1.

Respuesta:

a) La masa de partida de HCl comercial es: $m = V \cdot d = 3 \cdot 1,18 = 3,54$ g. Teniendo en cuenta su riqueza, la masa de HCl puro es: $m_{\text{HCl}} = 3,54 \cdot 0,36 = 1,274$ g. la concentración molar será:

$$M = \frac{1,274}{\frac{36,5}{0,25}} = 0,14$$

El pH es: $\text{pH} = -\log 0,14 = 0,85$.

b) la reacción entre ambas sustancias se produce mol a mol, por lo que podremos escribir:

$$V \cdot 0,14 = 75 \cdot 0,1 \quad V = 53,57 \text{ mL}$$

Puesto que la sal (NaCl) procede de un ácido fuerte y una base fuerte, ninguno de los iones experimenta hidrólisis, por lo que el pH de la disolución será **neutro**.

11. Se toman 5 mL de HCl (aq) cuya densidad es 1,15 g/mL y cuya riqueza en masa es del 30 %, se transfieren a un matraz aforado y se añade agua hasta completar un volumen de 500 mL. a) Calcule el pH de la disolución resultante. b) Calcule el volumen de dicha disolución de HCl que reaccionará completamente con 25 mL de una disolución 0,1 M de NaOH y justifique qué pH (ácido, básico o neutro) tendrá la disolución resultante. Datos. Masas atómicas: H = 1, Cl = 35,5.

Respuesta:

a) La cantidad de HCl en ese volumen es:

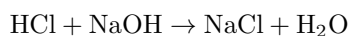
$$m = 5 \text{ mL} \cdot 1,15 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1} \cdot \frac{30}{100} = 1,725 \text{ g HCl}$$

La concentración del ácido, una vez diluido es:

$$c = \frac{1,725}{\frac{36,5}{0,5}} = 0,094 \text{ M}$$

Al tratarse de un ácido fuerte, se encuentra totalmente disociado, por lo que el pH tendrá el valor: $\text{pH} = -\log 0,094 = 1,03$.

b) La reacción de neutralización es:



Como puede verse, un mol de ácido reacciona con un mol de base, por lo que podremos escribir:

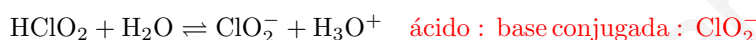
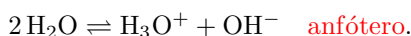
$$n_{\text{ácido}} = V \cdot 0,094 = n_{\text{base}} = 25 \cdot 0,1 \quad V = 26,6 \text{ mL}$$

Al proceder el cloruro sódico de un ácido fuerte y una base fuerte, ninguno de sus iones experimentará hidrólisis, por lo que el pH de la disolución será **neutro**.

12. Se dispone de las especies H_2O , NH_3 , HF y HClO_2 . a) Clasifíquelas como ácidas, básicas o anfóteras. Escriba los equilibrios de disociación e indique el ácido conjugado o la base conjugada, según corresponda, de cada una de ellas. b) ¿Para cuál de esas especies esperarías un menor valor del pH de sus disoluciones, a igualdad de concentración? Calcule el pH de una disolución 1 M de esa especie. Datos. $K_a(\text{HF}) = 6,4 \times 10^{-4}$, $K_a(\text{HClO}_2) = 1,1 \times 10^{-2}$, $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \times 10^{-5}$

Respuesta:

a) Los respectivos equilibrios de ionización son:



Al ser el agua una sustancia anfótera, **el ácido conjugado será el H_3O^+ y la base conjugada, el OH^-** . El menor valor de pH corresponderá a la sustancia cuya constante K_a sea mayor sea mayor, es decir, al HClO_2 . El pH de una disolución 1 M de esta especie será:

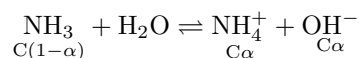
$$1,1 \cdot 10^{-2} = \frac{[\text{ClO}_2^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HClO}_2]} = \frac{x^2}{1-x} \quad x = 0,099$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log x = 1,0$$

13. La concentración de una disolución de amoníaco en agua es 0,15 M. a) Calcule el pH de la disolución y el grado de disociación del amoníaco. b) A 1 L de esa disolución de amoníaco se le añaden 6,5 g de NH_4Cl , sin que varíe el volumen. Calcule el pH de la disolución resultante. Datos. $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \times 10^{-5}$. Masas atómicas: H = 1, N = 14, Cl = 35,5.

Respuesta:

a) Teniendo en cuenta el equilibrio:



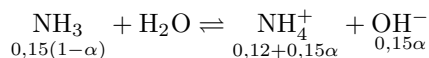
Podremos escribir:

$$1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{0,15 \cdot \alpha^2}{1-\alpha} \quad \alpha = 0,011$$

El pH será:

$$\text{pH} = 14 + \log [\text{OH}^-] = 14 + \log (0,15 \cdot 0,011) = 11,22$$

b) El número de moles de NH_4^+ añadidos será: $n_{\text{NH}_4^+} = \frac{6,5 \text{ g NH}_4\text{Cl}}{53,5 \text{ g NH}_4\text{Cl} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,12 \text{ mol}$. El equilibrio quedará como sigue:



$$1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{(0,12 + 0,15\alpha) 0,15\alpha}{0,15 - 0,15\alpha} \quad \alpha = 1,5 \cdot 10^{-4}$$

El pH será:

$$\text{pH} = 14 + \log [\text{OH}^-] = 14 + \log (0,15 \cdot 1,5 \cdot 10^{-4}) = 9,35$$

14. Indique de forma cualitativa (especifique únicamente si será ácido, básico o neutro) y de forma razonada el pH de la disolución resultante de mezclar volúmenes iguales de las disoluciones de cada uno de los siguientes apartados. Escriba la reacción que tiene lugar. a) HCl 1 M + NaOH 1 M b) HCl 1 M + NaOH 2 M c) HAc 1 M + NaOH 1 M d) HCl 1 M + NH₃ 1 M Datos. Ka(HAc) = 1,8×10⁻⁵, Kb(NH₃) = 1,8×10⁻⁵

Respuesta:

En todos los casos, un mole de ácido reacciona con un mol de base. a) Al tratarse de una reacción ácido fuerte-base fuerte y ser igual el número de moles de ácido y base, el pH será **neutro**.

b) Al ser mayor la molaridad de la base, la disolución resultante será **básica**.

c) La reacción es aquí de un ácido débil y una base fuerte, por lo que el ion Ac⁻ experimentará el siguiente proceso de hidrólisis: Ac⁻ + H₂O ⇌ AcH + OH⁻. El pH será **básico**.

d) En este caso, la reacción es de un ácido fuerte con una base débil. El ion NH₄⁺ experimenta la siguiente hidrólisis: NH₄⁺ + H₂O ⇌ NH₃ + H₃O⁺. El pH será **ácido**.

15. a) Se preparan en el laboratorio disoluciones acuosas de las sales: NH₄NO₃ y NaCN. Escriba la ecuación química de la disociación de cada sal en agua y explique, justificadamente, si las disoluciones tendrán un carácter ácido, básico o neutro. b) Se tiene 1 L de una disolución de HCl de pH = 2, ¿qué volumen de disolución habría que tener para que su pH aumente en una unidad? Datos: Ka(HCN) = 6,1×10⁻¹⁰; Kb(NH₃) = 1,8×10⁻⁵.

Respuesta:

a) Las respectivas disociaciones son:



El nitrato de amonio es una sal de ácido fuerte y base débil, por lo que el catión NH₄⁺ experimentará el siguiente proceso de hidrólisis:



La disolución tendrá, pues, carácter **ácido**. El NaCN deriva de una base fuerte y un ácido débil. El anión experimenta la siguiente reacción con el agua:



Como que la disolución tendrá carácter **básico**.

16. Se toman 50 mL de una disolución 0,6 M de HCl y se diluyen hasta 75 mL. La disolución resultante necesitó de 40 mL de una disolución de NaOH para su neutralización. a) Calcule la concentración final de la disolución de HCl. b) Calcule la concentración de la disolución de NaOH. c) Calcule el pH de la disolución obtenida al mezclar 25 mL de la disolución de HCl y 20 mL de la de NaOH.

Respuesta:

a) La molaridad de la disolución de HCl obtenida es: $M = \frac{0,6 \cdot 50}{75} = 0,4$. b) Teniendo en cuenta que 1 mol de HCl reacciona con 1 mol de NaOH, podremos escribir:

$$75 \cdot 0,4 = 40 \cdot M_{\text{NaOH}} \quad M_{\text{NaOH}} = 0,75$$

c) El número de moles de HCl será: $n_{\text{HCl}} = 25 \cdot 10^{-3} \cdot 0,4 = 0,01$ (suponiendo que se tome la disolución diluida de HCl), mientras que el número de moles de NaOH será: $n_{\text{NaOH}} = 20 \cdot 10^{-3} \cdot 0,75 = 0,015$. Por

tanto, quedará un exceso de 0,005 mol de NaOH sin neutralizar, en un volumen total de 45 mL. La concentración de OH^- en esta disolución es:

$$[\text{OH}^-] = \frac{0,005}{0,045} = 0,11$$

$$\text{pH} = 14 + \log [\text{OH}^-] = 13,04$$

Si hubiéramos tomado la disolución inicial 0,6 M de HCl, tendríamos: $n_{\text{HCl}} = 25 \cdot 10^{-3} \cdot 0,6 = 0,015$. En este caso, el ácido quedaría completamente neutralizado, y el pH de la disolución sería **7**.

17. Se toman 100 mL de una disolución de HNO_3 de $\text{pH} = 0,5$ y se le añade 1 g de NaOH. a) ¿Qué pH tendrá la disolución resultante de esta mezcla? b) ¿Qué cantidad exacta de NaOH habría que haber añadido para que el pH de la disolución fuera neutro? Masas atómicas: Na = 23; O = 16; H = 1. Nota: Considerar que el volumen no varía al añadir el NaOH.

Respuesta:

a) Al tratarse de un ácido fuerte, $\text{pH} = -\log c$, por lo que la concentración del ácido es: $c = 0,316$ M. En un volumen del 100 mL de esta disolución habrá un número de moles: $n = 0,1 \cdot 0,316 = 0,0316$. Al añadir 1 g de NaOH le estamos añadiendo $1/40 = 0,025$ mol de NaOH. Al haber un exceso de HNO_3 de $0,0316 - 0,025 = 6,6 \cdot 10^{-3}$ moles de ácido en 100 mL de disolución, el pH será:

$$\text{pH} = -\log 6,6 \cdot 10^{-3} = 2,18$$

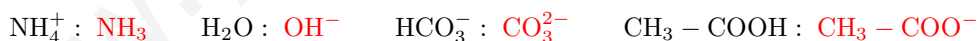
Para que el pH fuera neutro habría que haber añadido 0,0316 mol de NaOH, es decir, una masa:

$$m = 0,0316 \cdot 40 = 1,264 \text{ g NaOH}$$

18. a) Escriba la base conjugada de los siguientes ácidos de Brönsted: NH_4^+ , H_2O , HCO_3^- , CH_3COOH . ¿Alguna de estas especies se puede comportar también como una base? Justifique las respuestas. b) El HCN tiene una $K_a = 6,1 \times 10^{-10}$ y el ácido acético (CH_3COOH) tiene una $K_a = 1,8 \times 10^{-5}$, ¿cuál de los dos ácidos es más débil? ¿cuál de ellos tendrá una base conjugada más fuerte? Justifique las respuestas.

Respuesta:

a) Las bases conjugadas son las siguientes:



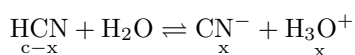
Según la Teoría de Brönsted-Lowry, un ácido es una sustancia que cede protones, dando lugar a una base conjugada. El ion HCO_3^- puede comportarse también como una base, según el equilibrio:



- b) El ácido más débil es aquel **cuya constante K_a sea menor**, en este caso, el HCN. La base conjugada será tanto más fuerte cuanto más débil sea el ácido, por lo que el **CN^- es una base más fuerte que el $\text{CH}_3 - \text{COO}^-$**
19. Calcule el pOH de las siguientes disoluciones: a) Una disolución de HCN 0,3 M cuyo $\text{p}K_a = 9,2$. (1,1 puntos) b) Una disolución de NH_3 0,2 M cuyo $\text{p}K_b = 4,7$.

Respuesta:

a) La constante de acidez es: $K_a = 10^{-9,2} = 6,31 \cdot 10^{-10}$. A partir del equilibrio:



La concentración de H_3O^+ se calcula así:

$$6,31 \cdot 10^{-10} = \frac{x^2}{0,3 - x} \simeq \frac{x^2}{0,3} \quad x = [\text{H}_3\text{O}^+] = 1,38 \cdot 10^{-5} \quad \text{pH} = 4,86$$

Teniendo en cuenta que $\text{pH} + \text{pOH} = 14$, tendremos que: **pOH = 9,14**.

b) De forma semejante, podremos escribir:

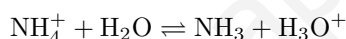
$$10^{-4,7} = 2 \cdot 10^{-5} = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{x^2}{0,2 - x} \simeq \frac{x^2}{0,2} \quad x = [\text{OH}^-] = 2 \cdot 10^{-3} \quad \text{pOH} = 2,70$$

20. Justifique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas: a) El pH de una disolución de un ácido fuerte siempre es menor que el pH de una disolución de un ácido débil. b) Al disolver en agua la sal NH_4Br se obtendrá una disolución con $\text{pH} < 7$. c) Un ácido débil nunca puede tener un grado de disociación igual a 1. d) La constante de basicidad (K_b) del NH_3 coincide con la constante de acidez (K_a) de su ácido conjugado NH_4^+ . Dato: $K_a(\text{NH}_4^+) = 5,6 \cdot 10^{-10}$

Respuesta:

a) La afirmación es **incorrecta**, pues, además de la fuerza del ácido, el pH depende además de su concentración.

b) La afirmación es correcta, pues el ion NH_4^+ experimenta hidrólisis:



c) La afirmación es **correcta**, pues ello implicaría que estuviera completamente disociado, lo que es una característica de los ácidos fuertes.

d) La afirmación es **incorrecta**, pues la constante de acidez de su ácido conjugado es:

$$K_a = \frac{10^{-14}}{K_b}$$

Con lo que K_b sería:

$$K_b = \frac{10^{-14}}{5,6 \cdot 10^{-10}} = 1,79 \cdot 10^{-5} \neq 5,6 \cdot 10^{-10}$$

21. En el laboratorio se encuentra una botella con una disolución de HNO_3 en cuya etiqueta se indica que es del 35 % de riqueza en masa y que tiene una densidad de $1,12 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$. a) Calcule la concentración molar de la disolución de HNO_3 de la botella. b) Se quieren neutralizar 10 mL de esa disolución de HNO_3 , y para ello se añaden 300 mL de una disolución 0,25 M de NaOH . ¿Se ha logrado una neutralización exacta? Calcule el pH de la disolución resultante. (Suponga que los volúmenes son aditivos). Datos: Masas atómicas: H = 1, N = 14, O = 16.

Respuesta:

a) Tomando un volumen de 1 L tendremos:

$$m = 1000 \text{ mL} \cdot 1,12 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1} = 1120 \text{ g}$$

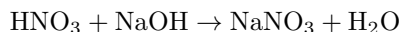
La masa de ácido puro será:

$$1120 \text{ g disolución} \cdot \frac{35 \text{ g ácido}}{100 \text{ g disolución}} = 392 \text{ g ácido}$$

La concentración del ácido será:

$$M = \frac{392 \text{ g}}{\frac{63 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{1 \text{ L}}} = 6,22$$

b) La reacción de neutralización es la siguiente:



El número de moles de cada especie que se ha tomado es:

$$n_{\text{HNO}_3} = 0,01 \cdot 6,22 = 6,22 \cdot 10^{-2} \text{ moles} \quad n_{\text{NaOH}} = 0,3 \cdot 0,25 = 0,075 \text{ moles}$$

Al ser diferente el número de moles de ácido y de base, **la neutralización no es exacta.**

El número de moles de NaOH en exceso es: $n = 0,075 - 0,062 = 0,013$ moles. Suponiendo volúmenes aditivos, la concentración de NaOH será:

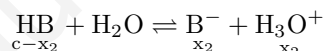
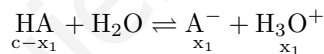
$$M = \frac{0,013}{0,31} = 0,042$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 + \log 0,042 = \mathbf{12,62}$$

22. a) Se preparan dos disoluciones de la misma concentración de dos ácidos débiles monopróticos, HA y HB. Al analizar las concentraciones en cada equilibrio, se observa que la $[\text{A}^-]$ es menor que la $[\text{B}^-]$. ¿Cuál de los dos ácidos, HA o HB, será el ácido más débil? ¿Y cuál de ellos tendrá la K_a más grande? Razone la respuesta. b) Ordene de menor a mayor valor de pH las disoluciones acuosas de concentración 0,1 M de las siguientes sustancias: NaNO_2 , NH_4Cl , HNO_3 , NaCl , KOH . Razone la respuesta. Datos: $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$; $K_a(\text{HNO}_2) = 4,4 \cdot 10^{-4}$.

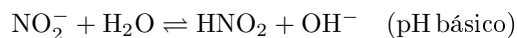
Respuesta:

a) Puesto que la disociación de los ácidos se puede representar de la forma:

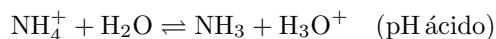


Si $x_2 > x_1$, el pH del ácido HB es menor que el del ácido HA, por lo que el ácido más débil es **HA**. La constante será tanto mayor cuanto más fuerte sea el ácido, por tanto, la constante **K_a de HB es la más grande.**

b) El NaNO_2 es una sal de ácido débil y base fuerte. Se produce la siguiente reacción de hidrólisis:



El NH_4Cl es una sal de ácido fuerte y base débil. El ácido conjugado experimenta la siguiente reacción:



El HNO_3 es un ácido fuerte (por tanto, completamente disociado). El NaCl es una sal de ácido y base fuertes, por lo que no hay hidrólisis ($\text{pH} = 7$). Por último, el KOH es una base fuerte (completamente disociada). Por tanto ordenadas de menor a mayor valor de pH, las especies quedarán así:

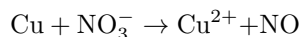


7. OXIDACIÓN Y REDUCCIÓN.

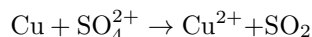
1. A partir de los datos de los siguientes potenciales de reducción: $\varepsilon^0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$; $\varepsilon^0(\text{NO}_3^-/\text{NO}) = 0,96 \text{ V}$; $\varepsilon^0(\text{SO}_4^{2-}/\text{SO}_2) = 0,17 \text{ V}$: a) Justifique cuál de los siguientes ácidos: HNO_3 o H_2SO_4 será capaz de oxidar una barra de Cu metálico a Cu^{2+} a temperatura ambiente. b) Ajuste la ecuación iónica global anterior que sea espontánea, señalando el agente oxidante y el reductor.

Respuesta:

- a) En el primer caso, la reacción (sin ajustar):

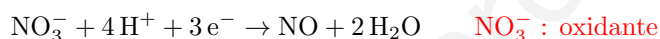
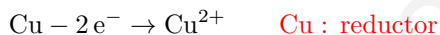


Tiene un potencial: $\varepsilon^0 = \varepsilon_{\text{cátodo}}^0 - \varepsilon_{\text{ánodo}}^0 = 0,96 - 0,34 = +0,62 \text{ V}$, por tanto la reacción es **espontánea**.
En cambio, la reacción:



Tiene un potencial: $\varepsilon^0 = \varepsilon_{\text{cátodo}}^0 - \varepsilon_{\text{ánodo}}^0 = 0,17 - 0,34 = -0,17 \text{ V}$, por tanto la reacción **no es espontánea**.

- b) El ajuste de la reacción espontánea es el siguiente:



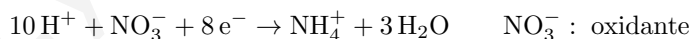
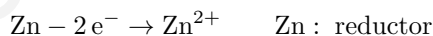
Multiplicando la primera semirreacción por 3, la segunda por 2, y sumando ambos resultados, tendremos:



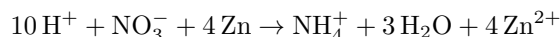
2. El cinc en polvo reacciona con ácido nítrico dando nitrato de cinc(II), nitrato de amonio y agua. a) Escriba la ecuación y ajústela por el método del ion-electrón. Señale el agente oxidante y el reductor. b) Calcule el volumen de ácido nítrico de riqueza 33 % y densidad 1,200 g/mL para obtener 100 mL de disolución de nitrato de cinc(II) 1,5 M. Datos: Masas atómicas: N = 14; O = 16, H = 1.

Respuesta:

- a) Las respectivas semirreacciones de oxidación y de reducción son las siguientes:



Multiplicando la primera semirreacción por 4, y sumándole la segunda, tendremos:



En forma molecular:



- b) El número de moles de nitrato de zinc que queremos obtener es: $n = V \cdot M = 0,1 \cdot 1,5 = 0,15$. A partir de la ecuación ajustada:

$$\frac{10 \cdot 63 \text{ g HNO}_3}{x \text{ g HNO}_3} = \frac{4 \text{ moles Zn}(\text{NO}_3)_2}{0,15 \text{ moles Zn}(\text{NO}_3)_2}$$

Obtenemos $x = 23,63 \text{ g}$ de HNO_3 puro, que se encontrará en una masa de disolución:

$$m = 23,63 \frac{100}{33} = 71,61 \text{ g}$$

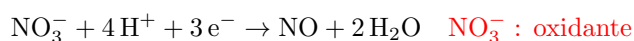
Siendo el volumen:

$$V = \frac{m}{d} = \frac{71,61}{1,2} = 59,67 \text{ mL}$$

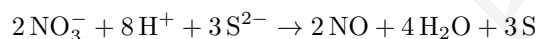
3. El sulfuro de cobre(II) reacciona con ácido nítrico obteniéndose nitrato de cobre(II), azufre elemental sólido, monóxido de nitrógeno gas y agua. a) Escriba la ecuación química ajustada por el método del ión-electrón e indique el agente oxidante y el reductor. b) Calcule el volumen de una disolución de ácido nítrico del 65 % de riqueza en peso y densidad 1,4 g/mL necesario para que reaccione una muestra de 50 gramos que contiene un 92,8 % de sulfuro de cobre (II). c) ¿Qué volumen de monóxido de nitrógeno gas recogido a 25°C y 750 mm Hg se obtendrá? Datos: Masas atómicas: S = 32; Cu = 63,5; O = 16; H = 1; N = 14. R = 0,082 atm L mol⁻¹ K⁻¹.

Respuesta:

- a) Las semirreacciones que tienen lugar son las siguientes:



Multiplicando por dos la primera semirreacción, y sumándole el producto de la segunda por tres, y sumando, se obtiene:



En forma molecular:



- b) La muestra contiene una cantidad de $50 \cdot 0,928 = 46,4$ g de CuS puro. Sabiendo que las masas moleculares de CuS y HNO₃ son, respectivamente 95,5 y 63 g/mol, podremos establecer la siguiente relación:

$$\frac{8 \cdot 63 \text{ g HNO}_3}{3 \cdot 95,5 \text{ g CuS}} = \frac{x \text{ g HNO}_3}{46,4 \text{ g CuS}} \quad x = 81,62 \text{ g HNO}_3 \text{ puro}$$

Esta cantidad de ácido puro se encuentra en una masa de HNO₃ del 65 % en peso de:

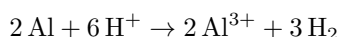
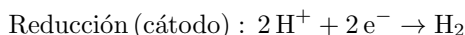
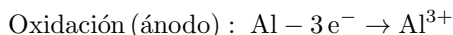
$$m = \frac{81,62 \cdot 100}{65} = 125,57 \text{ g disolución} \quad \text{Siendo el volumen : } V = \frac{125,57}{1,4} = 89,69 \text{ mL}$$

c)

4. Responda a las siguientes preguntas, teniendo en cuenta los siguientes datos de potenciales de reducción estándar: $\epsilon^\circ(\text{H}_2/\text{H}^+) = 0,0$ V; $\epsilon^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34$ V; $\epsilon^\circ(\text{Au}^{3+}/\text{Au}) = 1,50$ V; $\epsilon^\circ(\text{Al}^{3+}/\text{Al}) = -1,66$ V y $\epsilon^\circ(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) = -0,25$ V: a) ¿Se producirá la oxidación de Al o de Au si sobre una barra de ambos metales adicionamos HCl? Escriba la posible ecuación iónica ajustada por el método del ion-electrón. b) ¿Cómo construiría una pila con un electrodo de níquel y otro de cobre?. Escriba un esquema de la misma, señalando el cátodo y el ánodo y calcule su potencial.

Respuesta:

a) El Al será oxidado, ya que el potencial de la pila formada ($\text{H}_2/\text{H}^+ || \text{Al}^{3+}/\text{Al}$, $\epsilon^0 = 0 - (-1,66)$) será positivo. Por el contrario, el Au no será oxidado, al ser positivo su potencial de reducción. La reacción es la siguiente:

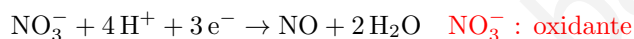
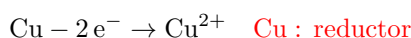


b) El ánodo estaría constituido por el elemento más reductor, es decir, el níquel. Como cátodo actuaría el cobre. La pila estaría formada por un electrodo de níquel sumergido en una disolución 1 M de Ni^{2+} y otro electrodo de cobre, sumergido en una disolución 1 M de Cu^{2+} , unidas ambas disoluciones por medio de un puente salino. El potencial sería: $\varepsilon_{pila}^0 = \varepsilon_{cátodo}^0 - \varepsilon_{ánodo}^0 = 0,34 - (-0,25) = +0,59 \text{ V}$

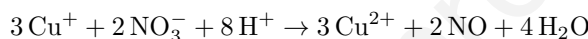
5. Cuando el cobre metálico se hace reaccionar con nitrato de sodio en presencia de ácido sulfúrico da lugar a la formación de sulfato de cobre(II), sulfato de sodio, monóxido de nitrógeno gaseoso y agua líquida. a) Escriba la ecuación ajustada por el método del ión-electrón señalando el agente oxidante y el reductor. b) Calcule la masa de cobre del 95 % de pureza y el volumen de NaNO_3 0,5 M necesarios para obtener 12,15 L de monóxido de nitrógeno gas recogido a 30°C y 700 mmHg. Datos: Masas atómicas: $\text{Cu} = 63,55$. $R = 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$

Respuesta:

a) Las semirreacciones son las siguientes:



Multiplicando la primera semirreacción por tres, la segunda por dos, y sumando miembro a miembro:



En forma molecular:



b) El número de moles de NO se calcula aplicando la ecuación de los gases:

$$\frac{700}{760} 12,15 = n \cdot 0,082 \cdot 303 \quad n = 0,45 \text{ moles}$$

A partir de la reacción ajustada podremos establecer la siguiente relación:

$$\frac{3 \cdot 63,55 \text{ g Cu}}{x \text{ g Cu}} = \frac{2 \text{ mol NO}}{0,45 \text{ mol NO}} \quad x = 42,90 \text{ g Cu puro}$$

La cantidad de cobre del 95 % será:

$$42,90 \frac{100}{95} = 45,15 \text{ g Cu}$$

Para hallar el volumen de NaNO_3 , podremos escribir:

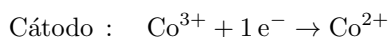
$$\frac{3 \cdot 63,55 \text{ g Cu}}{42,90 \text{ g Cu}} = \frac{2 \text{ mol NaNO}_3}{0,5 \cdot V \text{ mol NaNO}_3} \quad V = 0,90 \text{ L}$$

6. Dados los siguientes potenciales estándar de reducción: $\varepsilon^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,80 \text{ V}$; $\varepsilon^\circ(\text{Al}^{3+}/\text{Al}) = -1,66 \text{ V}$ y $\varepsilon^\circ(\text{Co}^{3+}/\text{Co}^{2+}) = 1,82 \text{ V}$: a) Combine los electrodos que darán lugar a la pila de mayor potencial. Calcule su potencial en condiciones estándar y escriba las reacciones que tienen lugar en el ánodo y cátodo. b) Justifique qué sucederá si se introducen unas virutas de aluminio metálico en una disolución de nitrato de plata.

Respuesta:

a) La pila de mayor potencial estará formada por los electrodos cuya diferencia de potencial sea la mayor, en nuestro caso, la formada por los electrodos Al^{3+}/Al y $\text{Co}^{3+}/\text{Co}^{2+}$. Las reacciones en cada electrodo serán, respectivamente:





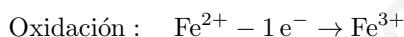
Siendo el potencial de la pila: $\varepsilon_{\text{pila}}^0 = \varepsilon_{\text{cátodo}}^0 - \varepsilon_{\text{ánodo}}^0 = 1,82 - (-1,66) = +3,48 \text{ V}$

b) Debido a los respectivos caracteres reductor del aluminio y oxidante del ion Ag^{+} , se producirá la reacción: $\text{Al} + 3\text{Ag}^{+} \rightarrow \text{Al}^{3+} + 3\text{Ag}$, **disolviéndose las virutas de aluminio y formándose plata metálica.** La pila formada tendría un potencial: $\varepsilon_{\text{pila}}^0 = \varepsilon_{\text{cátodo}}^0 - \varepsilon_{\text{ánodo}}^0 = 0,80 - (-1,66) = +2,46 \text{ V}$

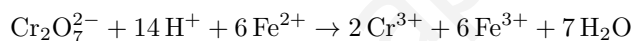
7. Para la siguiente reacción redox: $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{FeCl}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{CrCl}_3 + \text{FeCl}_3 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$ a) Ajuste la ecuación por el método del ión-electrón señalando el agente oxidante y el agente reductor. b) Determine la masa de CrCl_3 obtenido si se adicionan 20,6 g de dicromato de potasio sobre 300 mL de FeCl_2 2 M. c) ¿Qué volumen de HCl del 37% de riqueza y densidad 1,18 g/cm³ será necesario para consumir los 20,6 g de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$? Datos: Masas atómicas: Cr = 52; K = 39; O = 16; Cl = 35,5; H = 1.

Respuesta:

a) Las semirreacciones son las siguientes:



El agente oxidante es el $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, mientras que el reductor es el Fe^{2+} . multiplicando la segunda semirreacción por seis y sumando miembro a miembro a la primera, tendremos:



En forma molecular:



b) A partir de la reacción ajustada, vamos a establecer cual es el reactivo limitante:

$$\frac{294 \text{ g K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{6 \text{ mol FeCl}_2} = \frac{20,6 \text{ g K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{x \text{ mol FeCl}_2} \quad x = 0,42 \text{ mol FeCl}_2$$

Puesto que disponemos de: $n_{\text{FeCl}_2} = 0,3 \cdot 2 = 0,6 \text{ mol}$ de FeCl_2 , hay un exceso de éste. El reactivo limitante es el $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, por lo que podemos escribir:

$$\frac{294 \text{ g K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{20,6 \text{ g K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = \frac{2 \cdot 158,5 \text{ g CrCl}_3}{x \text{ g CrCl}_3} \quad x = 22,21 \text{ g CrCl}_3$$

c) De forma similar a la anterior, podemos escribir:

$$\frac{294 \text{ g K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{20,6 \text{ g K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = \frac{14 \cdot 36,5 \text{ g HCl}}{x \text{ g HCl}} \quad x = 35,80 \text{ g HCl puro}$$

A partir de este valor, tendremos:

$$m' = 35,80 \frac{100}{37} = 96,77 \text{ g HCl del 37 \%}$$

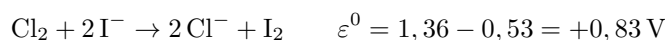
Que corresponden a un volumen:

$$V = \frac{96,77}{1,18} = 82,0 \text{ mL disolución}$$

8. Teniendo en cuenta los siguientes potenciales de reducción: $\varepsilon^{\circ}(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) = 1,36 \text{ V}$; $\varepsilon^{\circ}(\text{I}_2/\text{I}^-) = 0,53 \text{ V}$ y $\varepsilon^{\circ}(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = 0,77 \text{ V}$: a) Explique cuál de las dos afirmaciones siguientes es la correcta: el yodo oxidará al ión cloruro o el cloro oxidará al ión yoduro. b) Justifique si el ión Fe^{2+} será oxidado de forma espontánea con Cl_2 o con I_2 . c) Ajuste las ecuaciones iónicas globales de los apartados anteriores que sean espontáneas y señale los agentes oxidante y reductor.

Respuesta:

- a) El cloro oxidará al ion yoduro, según la reacción:



- b) El Fe^{2+} será oxidado espontáneamente con Cl_2 según la reacción:



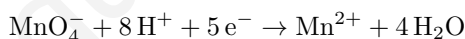
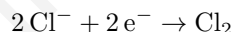
Las otras dos afirmaciones son incorrectas, pues el potencial de la reacción tendría signo negativo.

c) Las ecuaciones iónicas son las que se han indicado en los apartados anteriores. Tanto en la primera como en la segunda, **el cloro es el oxidante**, En la primera de ellas, **el reductor es el I^-** , mientras que en la segunda, **el reductor es el Fe^{2+}**

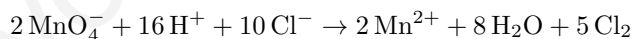
9. La reacción entre KMnO_4 y HCl en disolución permite obtener una corriente de Cl_2 gaseoso, además de MnCl_2 , KCl y agua. a) Ajuste la ecuación iónica por el método ion-electrón. Escriba la ecuación molecular completa. b) Para la reacción se dispone de 4 g de KMnO_4 y de 25 mL de una disolución de HCl del 30 % de riqueza en masa cuya densidad es $1,15 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$. ¿Cuál es el reactivo limitante? c) Calcule el volumen de Cl_2 , medido a 1 atm y 273 K, que se obtendrá en esa reacción. Masas atómicas: $\text{Mn} = 55$; $\text{K} = 39$; $\text{Cl} = 35,5$; $\text{O} = 16$; $\text{H} = 1$. $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

Respuesta:

- a) Las semirreacciones de oxidación y de reducción son, respectivamente:



Multiplicando la primera semirreacción por cinco, la segunda por dos, y sumando, tendremos:



En forma molecular:



- b) El número disponible de moles de KMnO_4 y HCl es, respectivamente:

$$n_{\text{KMnO}_4} = \frac{4}{55 + 39 + 64} = 0,25 \quad n_{\text{HCl}} = \frac{25 \cdot 1,15 \cdot 0,3}{36,5} = 0,236$$

Suponiendo que se utilizara todo el KMnO_4 , podremos establecer la siguiente relación:

$$\frac{2 \text{ mol KMnO}_4}{16 \text{ mol HCl}} = \frac{0,25 \text{ mol KMnO}_4}{x \text{ mol HCl}} \quad x = 0,2 \text{ mol HCl}$$

Es decir, existe un exceso de HCl , por lo que **el reactivo limitante es el KMnO_4** .

- c) Para calcular el volumen del Cl_2 , podremos escribir:

$$\frac{2 \text{ mol KMnO}_4}{0,25 \text{ mol KMnO}_4} = \frac{5 \text{ mol Cl}_2}{x \text{ mol Cl}_2} \quad x = 0,0625 \text{ mol Cl}_2$$

Aplicando la ecuación de los gases:

$$1 \cdot V = 0,0625 \cdot 0,082 \cdot 273 \quad V = 1,4 \text{ L Cl}_2$$

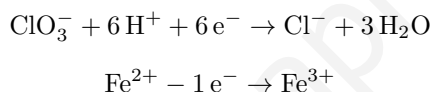
10. Justifique si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones: a) Al añadir una cierta cantidad de NaOH a una disolución saturada de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ se debe formar un precipitado. b) Un elemento se oxida cuando gana electrones. c) Al introducir una varilla de hierro en una disolución 1 M de HCl se desprende hidrógeno gas. $E^\circ(\text{H}^+/\text{H}_2) = 0,0 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ V}$.

Respuesta:

- a) La afirmación es **correcta**, precipita el $\text{Ca}(\text{OH})_2$ por el efecto del ion común, es este caso, el OH^-
 b) La afirmación es **falsa**, pues la oxidación implica pérdida de electrones.
 c) La reacción: $\text{Fe} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{H}_2$ tendría un potencial: $\varepsilon^0 = 0 - (-0,44) = +0,44$, por lo que la afirmación es **correcta**.
11. El clorato de potasio reacciona con sulfato de hierro (II) en presencia de ácido sulfúrico dando sulfato de hierro (III), cloruro de potasio y agua. a) Ajuste la ecuación iónica por el método ion-electrón y escriba la ecuación molecular completa. b) Calcule la cantidad (en g) de KClO_3 que reaccionará con una muestra de 5 g de FeSO_4 . c) Calcule el rendimiento de la reacción si se han obtenido 6,15 g de $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$. Masas atómicas: Fe = 55,8; K = 39; Cl = 35,5; S = 32; O = 16.

Respuesta:

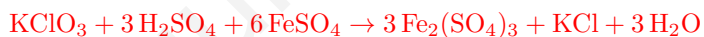
- a) Las semirreacciones son las siguientes:



Multiplicando la segunda semirreacción por 6, y sumándole la primera, tendremos:



En forma molecular:



- b) A partir de la siguiente igualdad:

$$\frac{6 \cdot 152 \text{ g FeSO}_4}{1 \cdot 122,6 \text{ g KClO}_3} = \frac{5 \text{ g FeSO}_4}{x \text{ g KClO}_3} \quad x = 0,67 \text{ g KClO}_3$$

- c) Utilizando una relación semejante a la anterior:

$$\frac{6 \cdot 152 \text{ g FeSO}_4}{3 \cdot 399,9 \text{ g Fe}_2(\text{SO}_4)_3} = \frac{5 \text{ g FeSO}_4}{x \text{ g KClO}_3} \quad x = 6,58 \text{ g Fe}_2(\text{SO}_4)_3$$

El rendimiento de la reacción será:

$$r = \frac{6,15}{6,58} 100 = 93,47 \%$$

12. Razone si, en condiciones estándar, los siguientes procesos de oxidación-reducción se producen de forma espontánea. Ajuste las ecuaciones e identifique al oxidante y al reductor. a) $\text{Al} + \text{H}^+ \rightarrow \text{Al}^{3+} + \text{H}_2$ b) $\text{Cu} + \text{H}^+ \rightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{H}_2$ c) $\text{Cu} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{Cl}^-$. $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) = +1,36 \text{ V}$; $E^\circ(\text{H}^+/\text{H}_2) = 0,0 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Al}^{3+}/\text{Al}) = -1,67 \text{ V}$.

Respuesta:

Según los potenciales de reducción suministrados, y que el potencial de la pila sería:

$$\varepsilon^0 = \varepsilon_{\text{cátodo}}^0(\text{reducción}) - \varepsilon_{\text{ánodo}}^0(\text{oxidación}),$$

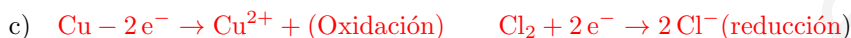
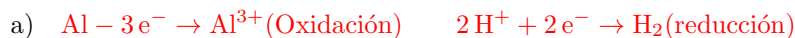
Tendríamos:

$$\text{a) } \varepsilon^0 = 0 - (-1,67) = +1,67 \text{ V } \text{ Espontánea } \text{ Oxidante : } \text{H}^+ \text{ reductor : } \text{Al}$$

$$\text{b) } \varepsilon^0 = 0 - 0,34 = -0,34 \text{ V } \text{ No espontánea}$$

$$\text{c) } \varepsilon^0 = 1,36 - 0,34 = +1,02 \text{ V } \text{ Espontánea } \text{ Oxidante : } \text{Cl}_2 \text{ reductor : } \text{Cu}$$

Las reacciones ajustadas (en los casos en que aquellas se produzcan espontáneamente) son, respectivamente:



13. Utilice los datos de potenciales redox estándar para deducir si habrá una reacción espontánea cuando
 a) se borbotea $\text{Cl}_2(\text{g})$ a través de una disolución de FeCl_2 . b) se añade una viruta de Zn metálico a una disolución de HCl . Ajuste las ecuaciones correspondientes, tanto en su forma iónica como en su forma molecular, e identifique al oxidante y al reductor. Datos. $(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) = +1,36 \text{ V}$; $(\text{H}^+/\text{H}_2) = 0,0 \text{ V}$; $(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = +0,77 \text{ V}$; $(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$.

Respuesta:

a) Para que se produzca una reacción espontánea, el cloro debería reducirse a Cl^- , y el Fe^{2+} oxidarse a Fe^{3+} . El potencial sería: $\varepsilon^0 = 1,36 - 0,77 = 0,59 \text{ V}$, por lo que, efectivamente, se produciría la reacción espontánea:



b) En este caso, la reacción:



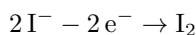
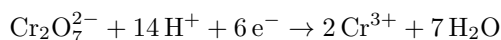
Tendría un potencial: $\varepsilon^0 = 0 - (-0,76) = 0,76 \text{ V}$, por lo que sería espontánea. En forma molecular, quedaría así:



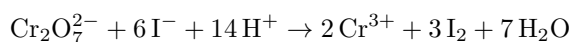
14. El dicromato de potasio reacciona con yoduro de potasio en disolución acuosa ácida de ácido clorhídrico para dar yodo elemental I_2 , cloruro de cromo (III), cloruro de potasio y agua. a) Ajuste la ecuación iónica por el método del ion-electrón y escriba la ecuación molecular completa. b) Para la reacción se dispone de 6,5 g de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ y de 200 mL de una disolución 0,5 M de KI . Calcule la cantidad máxima (en g) de I_2 que se podrá obtener. Datos. Masas atómicas: $\text{I} = 126,9$; $\text{Cr} = 52$; $\text{K} = 39$; $\text{O} = 16$

Respuesta:

a) las semirreacciones son las siguientes:



Multiplicamos la segunda semirreacción por 3 y sumamos a la primera:



En firma molecular, tendremos:



b) Para resolver el problema, debemos ver cuál es el reactivo limitante. Para ello, planteamos la igualdad:

$$\frac{(2 \cdot 39 + 2 \cdot 52 + 7 \cdot 16) \text{ g K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{6 \cdot (39 + 126,9) \text{ g KI}} = \frac{6,5 \text{ g K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{x \text{ g KI}} \quad x = 22 \text{ g KI}$$

Al disponer de una cantidad de 0,2·0,5 (126,9 + 39) = 16,59 g KI, el reactivo limitante será el yoduro de potasio, por lo que podremos escribir:

$$\frac{6 (39 + 126,9) \text{ g KI}}{3 (2 \cdot 126,9) \text{ g I}_2} = \frac{16,59 \text{ g KI}}{x \text{ g I}_2} \quad x = 12,69 \text{ g I}_2$$

15. Se construye una pila con un electrodo de cinc, sumergido en una disolución de iones Zn^{2+} , y un electrodo de plata sumergido en una disolución de iones Ag^+ . a) ¿Qué proceso tiene lugar en el cátodo? ¿y en el ánodo? Ajuste ambas semirreacciones y la ecuación iónica global. b) Calcule el valor de E^0 de la pila. c) Si el cátodo se sustituye por un electrodo de hierro sumergido en una disolución de iones Fe^{2+} ¿funcionará espontáneamente la pila? Datos. $E^0 (\text{Ag}^+/\text{Ag}) = +0,80 \text{ V}$, $E^0 (\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$, $E^0 (\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ V}$.

Respuesta:

a) En el cátodo se produce el proceso de reducción: $\text{Ag}^+ + e^- \rightarrow \text{Ag}$, mientras que en el ánodo se produce la oxidación: $\text{Zn} - 2e^- \rightarrow \text{Zn}^{2+}$. La ecuación iónica global es:



b) El potencial de la pila será:

$$E_0 = E_{\text{cátodo}} - E_{\text{ánodo}} = 0,80 - (-0,76) = 1,56 \text{ V}$$

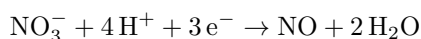
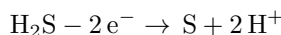
c) Al sustituir el cátodo, la pila funcionará espontáneamente, teniendo lugar el proceso: $\text{Fe}^{2+} + \text{Zn} \rightarrow \text{Fe} + \text{Zn}^{2+}$, cuyo potencial será:

$$E_0 = E_{\text{cátodo}} - E_{\text{ánodo}} = -0,44 - (-0,76) = 0,32 \text{ V}$$

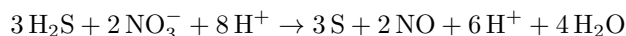
16. El sulfuro de hidrógeno gaseoso reacciona con una disolución de ácido nítrico para dar azufre elemental sólido, óxido de nitrógeno (II) gaseoso y agua. a) Ajuste la ecuación por el método del ion-electrón. Escriba la ecuación molecular completa. b) Calcule el volumen de disolución de HNO_3 , del 58% de riqueza en masa y de densidad 1,36 g/mL, que se necesita para que, por reacción con H_2S , se obtengan 18 g de S. Datos. Masas atómicas: S = 32, O = 16, N = 14, H = 1

Respuesta:

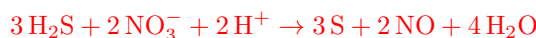
a) Las semirreacciones son las siguientes:



Multiplicando por 3 la primera semirreacción, por 2 la segunda, y sumando miembro a miembro:



Agrupando términos:



En forma molecular:



b) A partir de la ecuación ajustada, podemos escribir:

$$\frac{2(1 + 14 + 3 \cdot 16) \text{ g HNO}_3}{3 \cdot 32 \text{ g S}} = \frac{x \text{ g HNO}_3}{18 \text{ g S}} \quad x = 23,63 \text{ g HNO}_3$$

Esta masa está contenida en una masa de HNO_3 comercial: $m = \frac{100}{58} 23,63 = 40,73 \text{ g}$, que corresponden a un volumen:

$$V = \frac{m}{d} = \frac{40,73}{1,36} = 30 \text{ mL}$$

17. Teniendo en cuenta los siguientes potenciales de reducción estándar: $E^0(\text{Br}_2/\text{Br}^-) = +1,07$; $V E^0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}$ $E^0(\text{H}^+/\text{H}_2) = 0,0 \text{ V}$; $E^0(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ V}$ Conteste a las siguientes preguntas razonando la respuesta: a) ¿Qué semisistema es el más oxidante y cuál es el más reductor? b) ¿Se podría disolver Cu con ácido clorhídrico? c) ¿Qué ocurriría al introducir unas virutas de hierro en una disolución de sulfato de cobre(II)?.

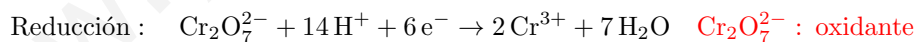
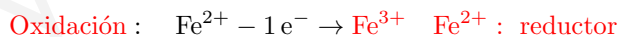
Respuesta:

a) El semisistema más oxidante es el de mayor potencial de reducción, es decir, Br_2/Br^- . b) El potencial de la reacción sería: $\varepsilon^0 = 0,0 - 0,34$. Al ser negativo el potencial, **la reacción no es posible**. c) En este caso, el potencial sería: $\varepsilon^0 = 0,34 - (-0,44) = 0,78 \text{ V}$. En consecuencia, **el hierro se oxidaría a Fe^{2+} y el Cu^{2+} se reduciría a cobre metálico**.

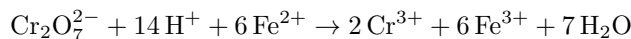
18. Considere la siguiente reacción: $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightleftharpoons \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$ a) Ajuste la ecuación iónica por el método del ión-electrón y escriba la ecuación molecular completa. Indique el agente oxidante y el reductor. b) Si partimos de una muestra de 20 g de sulfato de hierro (II) con una pureza del 85 %, ¿cuántos gramos de sulfato de hierro (III) se obtendrán si el rendimiento de la reacción ha sido del 70 %? Datos: Masas atómicas: $\text{Fe} = 56$; $\text{S} = 32$; $\text{O} = 16$.

Respuesta:

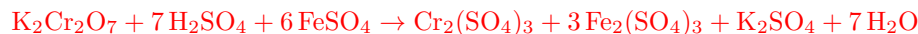
a) Las semirreacciones son las siguientes:



Multiplicando la primera semirreacción por 6, y sumando a la segunda:



En forma molecular, tendremos:



b) A partir de la ecuación ajustada, podemos escribir la siguiente relación:

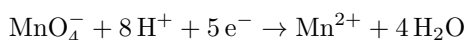
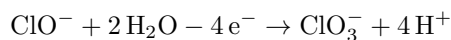
$$\frac{6(56 + 32 + 16 \cdot 4) \text{ g FeSO}_4}{3(2 \cdot 56 + 3 \cdot 32 + 12 \cdot 16) \text{ g Fe}_2(\text{SO}_4)_3} = \frac{20 \cdot 0,85 \text{ g FeSO}_4}{x \text{ g Fe}_2(\text{SO}_4)_3}$$

$$x = 22,37 \text{ g Fe}_2(\text{SO}_4)_3$$

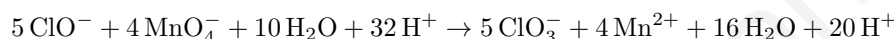
19. El KMnO_4 reacciona con hipoclorito de potasio, KClO , en medio de ácido sulfúrico, para dar KClO_3 , MnSO_4 , K_2SO_4 y agua. a) Ajuste la ecuación iónica por el método del ión-electrón y escriba la ecuación molecular completa. Indique el agente oxidante y el reductor. b) ¿Qué volumen de una disolución 0,1 M de permanganato de potasio reaccionará completamente con 200 mL de otra disolución que contiene 8,5 g de hipoclorito de potasio por litro? Masas atómicas: Cl = 35,5; K = 39; O = 16.

Respuesta:

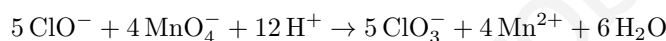
a) Las semirreacciones de oxidación y de reducción son las siguientes:



Multiplicamos por 5 la primera semirreacción, por 4 la segunda, y sumamos:



Agrupando términos:



En forma molecular:



b) La disolución de hipoclorito de potasio contiene una masa de éste:

$$m = 8,5 \frac{200}{1000} = 1,7 \text{ g KClO}$$

A partir de la ecuación ajustada, podemos escribir:

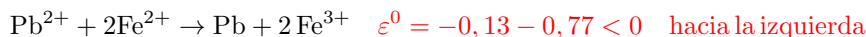
$$\frac{4 \text{ mol KMnO}_4}{50(39 + 35,5 + 16) \text{ g KClO}} = \frac{0,1 \cdot V \text{ mol KMnO}_4}{1,7 \text{ g KClO}} V = 0,15 \text{ L}$$

20. Conteste razonadamente: a) ¿Qué ocurrirá si se añade una disolución de sulfato de cobre(II) a un recipiente de Zn? ¿Y si el recipiente es de Ag? b) ¿En qué sentido, hacia la derecha o hacia la izquierda, se producirán espontáneamente las siguientes reacciones?: a. $\text{Pb}^{2+} + 2\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Pb} + 2\text{Fe}^{3+}$ b. $\text{Cd} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Cu} + \text{Cd}^{2+}$ Datos: $E^0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}$; $E^0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$; $E^0(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = +0,80 \text{ V}$; $E^0(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = +0,77 \text{ V}$; $E^0(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}) = -0,13 \text{ V}$; $E^0(\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}) = -0,40 \text{ V}$.

Respuesta:

a) Dado que el potencial de reducción del cobre es superior al del Zn (es decir, el cobre es más oxidante), el recipiente **experimentará un proceso de corrosión** oxidándose el Zn a Zn^{2+} y reduciéndose el Cu^{2+} a Cu. Si el recipiente es de plata, esto no sucede, debido a que la plata tiene un mayor potencial de reducción (es más oxidante que el Cu).

Las reacciones se producirán de esta manera:

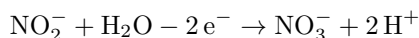
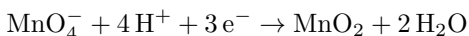


21. El permanganato de potasio puede reaccionar con nitrito de potasio en presencia de ácido clorhídrico, conduciendo a óxido de manganeso (IV), nitrato de potasio, cloruro de potasio y agua. a) Escriba y ajuste la ecuación iónica por el método del ión-electrón y escriba la ecuación molecular completa. Indique

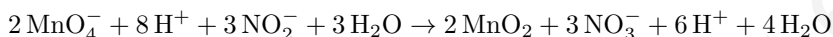
el agente oxidante y el reductor. b) Partiendo de 200 mL de una disolución 0,25 M de permanganato de potasio, ¿cuántos gramos de nitrito de potasio habría que añadir según la estequiometría de la reacción? Masas atómicas: K = 39; N = 14; O = 16.

Respuesta:

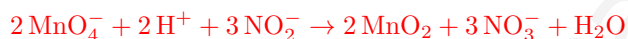
a) Las semirreacciones son las siguientes:



Multiplicando la primera semirreacción por dos, la segunda por tres, y sumando miembro a miembro, tendremos:



Agrupando términos:



En forma molecular:



El agente oxidante es el permanganato de potasio, mientras que **el agente reductor es el nitrito de sodio**.

b) El número de moles de permanganato de potasio sería: $n = 0,2 \cdot 0,25 = 0,05$ moles. Si tenemos en cuenta la reacción ajustada, podremos escribir:

$$\frac{2 \text{ mol KMnO}_4}{3 \text{ mol KNO}_2} = \frac{0,05 \text{ mol KMnO}_4}{x \text{ mol KNO}_2} \quad x = 0,075 \text{ moles KNO}_2$$

La masa de KNO_2 será entonces:

$$m_{\text{KNO}_2} = 0,075 \text{ mol KNO}_2 \cdot 85 \text{ g KNO}_2 \cdot \text{mol}^{-1} = 6,38 \text{ g}$$

22. Considere los siguientes potenciales de reducción estándar de la familia de los halógenos: $\varepsilon^0(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) = +1,36 \text{ V}$; $\varepsilon^0(\text{Br}_2/\text{Br}^-) = +1,07 \text{ V}$; $\varepsilon^0(\text{I}_2/\text{I}^-) = +0,53 \text{ V}$ Conteste a las siguientes preguntas razonando la respuesta: a) ¿Qué especie ejercería de agente más oxidante? Escriba su semirreacción ajustada. b) ¿Qué especie se oxidaría más fácilmente? Escriba su semirreacción ajustada. c) ¿Se produciría reacción al borboteo Cl_2 en una disolución con Br^- ? d) ¿Se produciría reacción al añadir unos cristales de I_2 a una disolución con Cl^- ?

Respuesta:

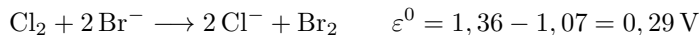
a) La especie más oxidante es aquella cuyo potencial de reducción sea el mayor, es decir, el Cl_2 . La semirreacción ajustada sería la siguiente:



b) El ion ioduro se oxidaría a I_2 frente a cualquiera de las especies moleculares Cl_2 y Br_2 , debido a que el potencial de reducción del I_2 es inferior al de aquellas. La semirreacción ajustada sería:



c) Al borboteo Cl_2 sobre una disolución que contuviera iones Br^- **se produciría la oxidación de esta especie**, según:

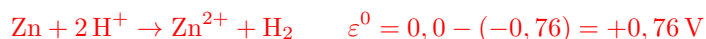


d) En este caso, **no se produciría reacción**, pues el potencial de reducción del yodo es inferior al del cloro.

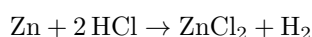
23. A una muestra de latón (aleación de Zn y Cu) se le añade ácido clorhídrico: a) ¿El ácido clorhídrico reaccionará con ambos metales? Razone la respuesta. Escriba y ajuste sólo la reacción o reacciones que se producirían de forma espontánea. b) Al tratar 35 g de latón con ácido clorhídrico, se desprenden 5,2 L de hidrógeno gas, medidos a 760 mm Hg y 25 °C. Calcule la composición de la aleación, exprésela como porcentaje en masa de Zn y de Cu. Datos: ($E^0\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$) = +0,34 V; $E^0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn})$ = -0,76 V; $E^0(\text{H}^+/\text{H}_2)$ = 0,0 V. Masas atómicas: Zn = 65,4, Cu = 63,5. R = 0,082 atm L mol⁻¹ K⁻¹.

Respuesta:

a) El HCl reacciona sólo con el Zn, cuyo potencial de reducción es menor que el del H⁺. El cobre no reacciona al ser su potencial de reducción mayor que el del H⁺. La reacción que tiene lugar espontáneamente es:



b) La reacción que tiene lugar es:



Aplicando la ecuación de los gases, obtenemos el número de moles de H₂:

$$1 \cdot 5,2 = n \cdot 0,082 \cdot 298 \quad n = 0,21 \text{ moles H}_2$$

A partir de la reacción ajustada, podemos escribir:

$$\frac{63,5 \text{ g Zn}}{1 \text{ mol H}_2} = \frac{x \text{ g Zn}}{0,21 \text{ mol H}_2} \quad x = 13,34 \text{ g Zn}$$

La aleación contendrá:

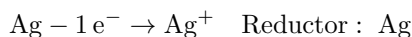
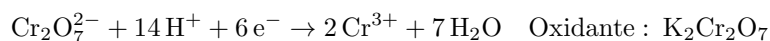
$$\% \text{Zn} = \frac{13,34}{35} 100 = 38,11 \quad \% \text{Cu} = 61,89$$

24. a) Indique, justificando la respuesta, si las siguientes semirreacciones (no ajustadas) corresponden a una oxidación o a una reducción: i) $\text{S} \rightarrow \text{SO}_4^{2-}$ ii) $\text{NO}_2^- \rightarrow \text{NO}$ iii) $\text{MnO}_2 \rightarrow \text{Mn}^{2+}$ iv) $\text{Cr}^{3+} \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ b) Ajuste la siguiente reacción por el método del ión-electrón, tanto en su forma iónica como molecular, e indique el agente oxidante y el reductor. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{Ag} + \text{HCl} \rightarrow \text{CrCl}_3 + \text{AgCl} + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$.

Respuesta:

a) i) **Oxidación** (el S pasa de estado de oxidación 0 a +6). ii) **Reducción**: el estado de oxidación del N pasa de +3 a +2. iii) **Reducción**: el Mn pasa de estado de oxidación +4 a +2. iv) **Oxidación**: El Cr pasa de +3 a +6.

b) Las semirreacciones son las siguientes:



Multiplicando la segunda semirreacción por 6, y sumando a la primera, tendremos:



En forma molecular:



8. QUÍMICA ORGÁNICA.

www.yoquieroaprobar.es