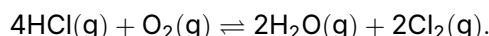


Resolución desarrollada de los problemas de los bloques A y B y de todas las cuestiones del bloque C.

Bloque A · Equilibrio y composición química

Problema 1 · Obtención de cloro

Al ajustar la ecuación conservando H, Cl y O se obtiene



La ley de acción de masas incluye cada concentración elevada a su coeficiente estequiométrico:

$$K_c = \frac{[\text{H}_2\text{O}]^2[\text{Cl}_2]^2}{[\text{HCl}]^4[\text{O}_2]}.$$

El avance de reacción es la mitad de los moles de cloro formados, $\xi = 0,01/2 = 0,005$ mol. Así, en el equilibrio hay 0,05 mol de HCl, 0,030 mol de O_2 y 0,010 mol de cada producto. Dividiendo por 2,5 L:

$$[\text{HCl}] = 0,020, \quad [\text{O}_2] = 0,012, \quad [\text{H}_2\text{O}] = [\text{Cl}_2] = 0,004 \quad (\text{mol L}^{-1}).$$

Sustituimos estas concentraciones en la expresión anterior:

$$K_c = \frac{(0,004)^2(0,004)^2}{(0,020)^4(0,012)} = 0,133 \text{ L mol}^{-1}.$$



Problema 2 · Fórmula molecular de un hidrocarburo

Tomamos 100 g de compuesto. Las cantidades de cada elemento son

$$n(\text{C}) = \frac{81,81}{12} = 6,818 \text{ mol}, \quad n(\text{H}) = \frac{18,19}{1} = 18,19 \text{ mol}.$$

Dividiendo entre la cantidad menor, la proporción es $\text{C} : \text{H} = 1 : 2,67 \approx 3 : 8$. La fórmula empírica es, por tanto, C_3H_8 , de masa molar 44 g mol^{-1} .

Para determinar la fórmula molecular obtenemos primero la masa molar a partir del gas ideal. Con $P = 560/760 \text{ atm}$, $V = 10 \text{ L}$ y $T = 327 + 273 = 600 \text{ K}$:

$$n = \frac{PV}{RT} = \frac{(560/760)(10)}{(0,082)(600)} = 0,1498 \text{ mol}, \quad M = \frac{6,58}{0,1498} = 43,9 \text{ g mol}^{-1}.$$

La masa molar coincide, dentro del redondeo, con la de la fórmula empírica; el factor molecular es 1. C_3H_8 es el propano.

Fórmula empírica y molecular: C_3H_8 ; propano

Bloque B · Termoquímica y reacciones redox

Problema 1 · Hidratación del eteno

Aplicamos la ley de Hess a la reacción $\text{C}_2\text{H}_4\text{(g)} + \text{H}_2\text{O(l)} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{OH(l)}$. Al sumar la combustión del eteno y la reacción inversa de combustión del etanol, se cancelan CO_2 , O_2 y el agua común. La entalpía buscada es

$$\Delta H_r^\circ = \Delta H_c^\circ(\text{C}_2\text{H}_4) - \Delta H_c^\circ(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = -1411 - (-764) = -647 \text{ kJ mol}^{-1}.$$

Como $\Delta H_r^\circ < 0$, la reacción es exotérmica. La masa molar del etanol es 46 g mol^{-1} , así que 75 g equivalen a $75/46 = 1,6304$ mol. El calor es

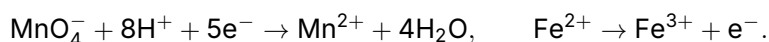
$$Q = n\Delta H_r^\circ = (1,6304)(-647) = -1054,2 \text{ kJ}.$$

Los valores -665 kJ mol^{-1} y $-1084,24 \text{ kJ}$ impresos como resultados no se obtienen de las entalpías de combustión dadas; con esos datos, los valores anteriores son los coherentes.

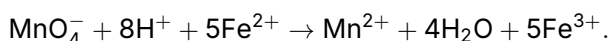
$$\Delta H_r^\circ = -647 \text{ kJ mol}^{-1}; \quad Q \approx -1,054 \cdot 10^3 \text{ kJ}$$

Problema 2 · Valoración de hierro(II) con permanganato

El Mn del permanganato pasa de +7 a +2 y se reduce. El Fe pasa de +2 a +3 y se oxida. El permanganato es el oxidante y el hierro(II), el reductor. En medio ácido, las semirreacciones son



Multiplicamos la segunda por cinco y sumamos:



Los moles de permanganato gastados son $0,0165(0,32) = 0,00528 \text{ mol}$. La proporción 1 : 5 da $n(\text{Fe}^{2+}) = 0,0264 \text{ mol}$; esos moles estaban en $0,125 \text{ L}$:

$$[\text{FeCl}_2] = \frac{0,0264}{0,125} = 0,2112 \text{ mol L}^{-1}.$$

$$[\text{FeCl}_2] = 0,211 \text{ M}; \quad \text{el resultado impreso } 0,172 \text{ M no concuerda con los datos}$$

Bloque C · Enlace, electroquímica y química orgánica

Cuestión 1 · Configuración e iones

A, B y C son, respectivamente, Zn ($Z = 30$), Br ($Z = 35$) y H ($Z = 1$). Sus configuraciones electrónicas y los iones más habituales son

Elemento	Configuración	Ion habitual
Zn	$[\text{Ar}]3d^{10}4s^2$	Zn^{2+}
Br	$[\text{Ar}]3d^{10}4s^24p^5$	Br^-
H	$1s^1$	H^+ o H^-

Zn con Br forma el compuesto iónico ZnBr_2 , al transferir Zn dos electrones a dos átomos de bromo. Dos átomos de bromo comparten un par y forman Br_2 covalente. H y Br comparten un par formando HBr ; el enlace es covalente polar porque el Br atrae con más fuerza el par enlazante.

$$\text{ZnBr}_2 \text{ (iónico)}, \quad \text{Br}_2 \text{ (covalente)}, \quad \text{HBr (covalente polar)}$$

Cuestión 2 · Estructuras de Lewis y polaridad

En BF_3 , B central forma tres enlaces sencillos B-F, sin pares libres en B; cada F tiene tres pares libres. Las tres regiones de enlace dan geometría trigonal plana. Aunque los enlaces son polares, sus dipolos se cancelan por simetría y la molécula es apolar. En HF hay un enlace sencillo H-F (tres pares libres en F); al ser diatómica, su geometría es lineal y el enlace polar hace que la molécula sea polar. En SF_6 , el azufre forma seis enlaces S-F y no tiene pares libres; la geometría es octaédrica. La simetría cancela los dipolos, así que SF_6 es apolar.

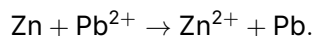
Molécula	Geometría	Polaridad
BF_3	trigonal plana	apolar
HF	lineal	polar
SF_6	octaédrica	apolar

Cuestión 3 · Pila de cinc y plomo

El cinc tiene el potencial de reducción más negativo, por lo que se oxida en el ánodo. Los iones plomo(II) se reducen en el cátodo. La pila se representa



En el ánodo se oxida el cinc, $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$; en el cátodo se reduce el plomo(II), $\text{Pb}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Pb}$. Al sumar ambas semirreacciones, queda la reacción neta



El potencial estándar de la pila se calcula como potencial del cátodo menos potencial del ánodo:

$$E_{\text{pila}}^{\circ} = E^{\circ}(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}) - E^{\circ}(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = (-0,13) - (-0,76) = 0,63\text{ V}.$$

$$\text{Ánodo: Zn; } \quad \text{cátodo: Pb; } \quad E_{\text{pila}}^{\circ} = 0,63\text{ V}$$

Cuestión 4 · Propiedades periódicas

El potencial de ionización es la energía necesaria para arrancar un electrón a un átomo gaseoso. La afinidad electrónica es el cambio energético cuando un átomo gaseoso capta un electrón; suele liberarse energía, sobre todo al formar aniones estables. La electronegatividad mide la capacidad de un átomo enlazado para atraer hacia sí los electrones del enlace. En general, una energía de ionización y una afinidad electrónica altas acompañan a una electronegatividad alta: son indicadores de la tendencia del átomo a atraer electrones, aunque la electronegatividad es una magnitud relativa y no se obtiene sumando directamente las otras dos.

Cuestión 5 · Equilibrio heterogéneo

En $\text{C(s)} + \text{CO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{CO(g)}$, la reacción directa es endotérmica. Al aumentar la temperatura se favorece el sentido endotérmico y aumenta la cantidad de CO. Al disminuir la presión, el equilibrio se desplaza hacia el lado con más moles gaseosos: hay uno a la izquierda y dos a la derecha, así que también aumenta el CO. El carbono sólido no aparece en la expresión de equilibrio; añadir más sólido no desplaza el equilibrio, siempre que ya hubiera algo de carbono presente.

Cuestión 6 · Reacciones del eteno

El doble enlace $\text{C}=\text{C}$ es reactivo: puede abrirse en reacciones de adición. Con energía, muchas moléculas de eteno se unen formando un polímero; las otras reacciones añaden el reactivo a los dos carbonos del doble enlace.

- a) $n\text{CH}_2=\text{CH}_2 \xrightarrow{\text{energía}} (-\text{CH}_2-\text{CH}_2-)_n$ polietileno (poli(eteno)),
- b) $\text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ etanol,
- c) $\text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{CH}_3\text{CH}_2\text{Cl}$ cloroetano,
- d) $\text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{ClCH}_2\text{CH}_2\text{Cl}$ 1,2-dicloroetano,
- e) $\text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{CH}_3$ etano.