G-U5 Energía

Usar la tabla periódica para obtener las masas molares. Escribir los cálculos con sus unidades y justificar las respuestas.

1) Calorimetría

$\Delta E = q + w$ $q = m \cdot C_p \cdot \Delta T$ $C = m \cdot C_p$ $\Delta T = T_{final} - T_{inicial}$

C_p: calor específico (s en Chang); C: capacidad calorífica de la muestra. Para el sistema: $q > 0$ si absorbe calor y $q < 0$ si libera calor; $w > 0$ si recibe trabajo y $w < 0$ si realiza trabajo sobre el entorno.

1.1 Una computadora en funcionamiento entrega energía al ambiente.

a) Identificar la transformación de energía en la batería durante la descarga.
b) Indicar el mecanismo de transferencia de calor en cada caso: del procesador al disipador en contacto; del disipador al aire movido por el ventilador; emisión infrarroja de una superficie caliente.
c) Considerar como sistema una batería sellada, sin fugas. ¿Es abierto, cerrado o aislado? Justificar.

1.2 Un sistema absorbe 250 J de calor y realiza 80 J de trabajo sobre el entorno. Calcular ΔE e indicar si su energía interna aumenta o disminuye.

Repetir el cálculo si el sistema libera 250 J de calor y el entorno realiza 80 J de trabajo sobre él. Indicar los signos de q y w antes de sustituir.

1.3 Un bloque de cobre de 140 g aumenta su temperatura de 25 °C a 80 °C. El calor específico del cobre es 0,385 $J \cdot g^{-1} \cdot °C^{-1}$.

a) Calcular el calor absorbido, en J y en kJ.
b) Repetir para un bloque de aluminio de igual masa y el mismo cambio de temperatura. $C_p(Al) = 0{,}900$ $J \cdot g^{-1} \cdot °C^{-1}$.
c) ¿Cuál absorbe más calor? ¿Alcanza este resultado para decidir cuál conduce mejor el calor? Explicar.

1.4 Una pieza de plata de 362 g tiene una capacidad calorífica de 85,7 $J \cdot °C^{-1}$. Calcular su calor específico. Si se divide en dos partes iguales, indicar qué ocurre con C y con C_p de cada parte.

Cambio de estado: $q = m \cdot \lambda$ λ: calor latente por unidad de masa para ese cambio

1.5 Calcular el calor necesario para transformar 100 g de agua líquida a 20 °C en vapor a 110 °C, a 1 atm.

Datos: C_p(agua líquida) = 4,184 $J \cdot g^{-1} \cdot °C^{-1}$; C_p(vapor) = 2,09 $J \cdot g^{-1} \cdot °C^{-1}$; λ_{vap} = 2 257 $J \cdot g^{-1}$. Considerar constantes estos valores.

Separar el proceso en tres etapas. Dibujar temperatura en función del calor absorbido e indicar en qué tramo cambia el estado sin cambiar la temperatura.

2) Entalpía de reacción

$\Delta H°_{reacción} = \Sigma(n_i \cdot \Delta H°_f$ de productos) − $\Sigma(n_i \cdot \Delta H°_f$ de reactivos)

2.1 El cobre puede oxidarse para formar óxido de cobre (II):

$2Cu(s) + O_2(g) \rightarrow 2CuO(s)$

Datos a 25 °C: $\Delta H°_f[CuO(s)] = -155{,}2\ kJ \cdot mol^{-1}$; $\Delta H°_f[Cu(s)] = \Delta H°_f[O_2(g)] = 0$.

a) Calcular ΔH° para la ecuación escrita.

b) Calcular el calor intercambiado a presión constante al oxidar 6,35 g de Cu, con O_2 en exceso.

c) ¿Qué signo tendría ΔH° para la reacción inversa?

Electroquímica

3) Celdas galvánicas y potenciales estándar $E°_{celda} = E°_{cátodo} - E°_{ánodo}$

3.1 Interpretar el siguiente diagrama de celda:

$Zn(s) \mid Zn^{2+}(ac, 1{,}00\ M) \parallel Cu^{2+}(ac, 1{,}00\ M) \mid Cu(s)$

a) Indicar qué representan las barras | y || y las concentraciones indicadas.

b) Identificar ánodo y cátodo. Escribir las semirreacciones y la reacción global balanceada.

c) Identificar el agente oxidante y el agente reductor.

d) Dibujar la celda e indicar el sentido de circulación de electrones y de iones del puente salino. Considerar un puente salino de nitrato de potasio.

e) Calcular el potencial estándar de la celda con la tabla de potenciales de reducción (Tabla 18.1 libro Chang, Química)

f) Indicar qué electrodo pierde masa y cuál gana masa durante la descarga.

3.2 Una celda ideal está formada por Ag/Ag^+ y Al/Al^{3+} en condiciones estándar. Escribir las semirreacciones, la reacción global y el diagrama de celda. Calcular $E°_{celda}$.

¿Hay que multiplicar el potencial de reducción de Ag^+ por tres al igualar los electrones? Justificar.

3.3 Predecir, mediante $E°_{celda}$, si las siguientes reacciones son espontáneas en el sentido indicado y en condiciones estándar:

a) $2Fe^{3+}(ac) + 2I^-(ac) \rightarrow 2Fe^{2+}(ac) + I_2(s)$

b) $2Ag(s) + Ni^{2+}(ac) \rightarrow 2Ag^+(ac) + Ni(s)$

Si el resultado es negativo, escribir la reacción espontánea inversa. Mantener los potenciales sin multiplicar por los coeficientes.

4) Baterías y energía eléctrica

4.1 Un sistema de alimentación ininterrumpida (UPS) utiliza una batería recargable de plomo y ácido. Durante la descarga ocurre la reacción siguiente, que debe balancearse:

$Pb(s) + PbO_2(s) + H_2SO_4(ac) \rightarrow PbSO_4(s) + H_2O(l)$

a) Balancear la ecuación e indicar qué especie se oxida y cuál se reduce.

b) ¿Se consume o se forma H_2SO_4 durante la descarga?

c) Si cada celda entrega aproximadamente 2,0 V, ¿qué tensión entregan seis celdas conectadas en serie?

d) Comparar descarga y recarga: sentido de la transformación de energía y necesidad de una fuente externa. ¿Por qué no cualquier pila puede recargarse?

5) Electrólisis y recubrimientos metálicos

$Q = I \cdot t$ $n(e^-) = Q / F$ $n(\text{metal}) = n(e^-) / z$ $m = n(\text{metal}) \cdot M$

Q: carga eléctrica, en C; I: corriente, en A; t: tiempo, en s; F = 96 500 $C \cdot mol^{-1}$ de e^-; z: electrones por ion metálico reducido; M: masa molar. No confundir Q (carga) con q (calor).

5.1 Se deposita níquel sobre una pieza conductora en un baño con $Ni^{2+}(ac)$. Circula una corriente constante de 0,500 A durante 20,0 min. Considerar que toda la carga deposita níquel.

a) Escribir la semirreacción de deposición e indicar si la pieza es ánodo o cátodo y a qué polo de la fuente debe conectarse.

b) Calcular la carga, los moles de electrones y la masa de Ni depositada.

c) Calcular el tiempo necesario para depositar 0,500 g de Ni con la misma corriente.

d) Si se usa un ánodo de Ni que se disuelve, escribir su semirreacción.

5.2 En otro baño se deposita cobre a partir de $Cu^{2+}(ac)$, con la misma corriente y durante el mismo tiempo que en 6.1. Suponer eficiencia del 100 %.

Calcular la masa de Cu depositada. ¿Igual carga implica igual masa de metal? Comparar los moles de Ni y Cu obtenidos.

5.3 Electrólisis del agua y volumen de gas

Se electroliza agua acidificada con H_2SO_4 diluido, con electrodos inertes. Circula una corriente de 0,500 A durante 20,0 min. Suponer eficiencia del 100 %. Los gases secos se miden por separado a 25,0 °C y 1,00 atm.

Cátodo: $2H^+(ac) + 2e^- \rightarrow H_2(g)$
Ánodo: $2H_2O(l) \rightarrow O_2(g) + 4H^+(ac) + 4e^-$

a) Igualar los electrones y escribir la reacción global.
b) Calcular Q y $n(e^-)$. Usar las semirreacciones para obtener $n(H_2)$ y $n(O_2)$.
c) Calcular el volumen de cada gas, en L y en mL.
d) Comparar ambos volúmenes y explicar la relación a partir de la reacción global.

Para calcular el volumen de un gas

$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad \rightarrow \quad V = n \cdot R \cdot T / P$

P: presión del gas, en atm; V: volumen, en L; n: moles del gas; T: temperatura absoluta, en K. Usar R = 0,08206 $L \cdot atm \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$ y T(K) = t(°C) + 273,15. Para este ejercicio, T = 298,15 K.

Recorrido: $I \cdot t \rightarrow Q \rightarrow n(e^-) \rightarrow n(\text{gas}) \rightarrow V(\text{gas})$. En la ecuación de gases se usan los moles de H_2 o de O_2, no los moles de electrones. Considerar comportamiento ideal.

6) Corrosión y protección

6.1 Una carcasa de acero, considerada hierro para este análisis, queda expuesta a humedad con sales disueltas.

a) Escribir la semirreacción de oxidación del Fe a Fe^{2+}. ¿Por qué la humedad con sales facilita el proceso electroquímico?

b) Entre Zn y Cu, ¿cuál elegir para proteger al Fe como ánodo de sacrificio? Justificar con los potenciales de la tabla.

c) Comparar esa protección con una pintura aislante. ¿Qué cambia si se raya el recubrimiento?