

Ejercicio 3

En un laboratorio farmacéutico se desarrolla un suero de uso tópico. Para garantizar la estabilidad química del principio activo y evitar el crecimiento microbiano, el preparado debe mantenerse a **pH=3,20** mediante un **sistema buffer** formado por ácido fórmico (HCHO_2) y formiato de sodio (NaCHO_2).

- Escribe las **dos ecuaciones correspondientes a la ionización de cada componente de la disolución reguladora utilizada**.
- Determina la **concentración molar de la disolución de formiato de sodio** necesaria para obtener el **pH deseado**, si la concentración de la disolución de ácido fórmico es 0,10 M.
- Determina la **masa de formiato de sodio** necesaria para preparar 500 mL de la disolución reguladora.
- Si al preparado se agregan accidentalmente pequeñas cantidades de **HCl**, señalá **qué componente del buffer reaccionará**, escribí la **ecuación química correspondiente**, e indicá **hacia dónde se desplaza el equilibrio** de ionización del ácido de acuerdo al Principio de Le Chatelier.

Ejercicio 4

El **sulfato de bario** es un sólido blanco que se utiliza en Medicina como medio de contraste para obtener radiografías del sistema digestivo. Para estudiar su comportamiento, en el laboratorio se prepara una disolución saturada de sulfato de bario en agua pura a 25°C.

- Calculá la **solubilidad molar** del sulfato de bario.
- Determiná el **cambio de energía libre estándar (ΔG°)** y a 25°C para el proceso de disolución del sulfato de bario en agua. **¿Qué información suministra dicho valor?**
- Calculá la **solubilidad del sulfato de bario** al añadir sulfato de sodio, una sal completamente soluble, hasta que la concentración del ion sulfato en la disolución alcanza exactamente un valor de 0,020 M.
- ¿Cómo puede **justificarse el cambio en los valores de solubilidad** al comparar los resultados de los incisos a) y c)?

Ejercicio 5

En una experiencia de laboratorio, una comisión de estudiantes colocó **3,0 mL de una muestra comercial de agua oxigenada** en un Erlenmeyer conectado a un tubo de recolección de gases invertido y lleno de agua. Luego, agregaron un exceso de una disolución acidificada de nitrato de **cobalto (III), de color pardo**, y cerraron inmediatamente el sistema. Durante la reacción, se observó un burbujeo vigoroso y un cambio de color en la solución, la cual pasó a ser de **color rosa pálido debido a la formación de Co^{2+}** . La temperatura en el laboratorio era de 26 °C y la presión atmosférica de 789 mmHg. Una vez finalizada la reacción, los alumnos registraron **66 mL de gas recolectados en el tubo**. La **presión hidrostática es despreciable** en las condiciones de la experiencia.

- ¿Qué **tipo de reacción** tuvo lugar? Justificá tu respuesta escribiendo la **ecuación química del proceso global balanceado e indica los cambios en los números de oxidación de las especies involucradas**.
- A partir de los datos obtenidos en el laboratorio, calculá:
 - los **moles de oxígeno obtenidos**.
 - la **concentración del agua oxigenada comercial expresada en Volúmenes de Oxígeno**.
- Calculá el **potencial (E) del proceso global a 25°C** cuando $[\text{H}_2\text{O}_2] = 2,68 \text{ M}$ y las restantes especies se encuentran en estado estándar. ¿El proceso es espontáneo en dichas condiciones? Justificá tu respuesta.

Ejercicio 1

Durante el proceso de control de calidad de un jarabe, se requiere verificar el comportamiento ácido-base de un ácido débil utilizado como regulador del pH, representado genéricamente como HA. Para ello se preparan 250,0 mL de una disolución acuosa de dicho ácido con una concentración 0,10 M. Al medir el pH de la disolución a 25°C, se obtiene un valor de 2,88.

- Escribí la **ecuación de ionización del ácido HA en agua** e identificá los **pares ácido-base conjugados**.
- ¿Qué significa que el ácido HA sea un **ácido débil**?
- ¿Cuál es la **concentración molar de iones hidronio** en la disolución preparada?
- Escribí la **expresión de la constante de acidez (K_a)** para el ácido HA y **calculá su valor** utilizando los datos experimentales proporcionados. Si se compara el valor de K_a obtenido con los valores de tablas, ¿**qué ácido es HA**?
- Calculá el **porcentaje de ionización del ácido** en dicha solución.

Ejercicio 2

La **descomposición o desproporción del agua oxigenada** es un proceso espontáneo y sumamente lento a temperatura ambiente. En el laboratorio se desea evaluar cuál de las siguientes cuplas redox podría actuar como un catalizador eficiente para acelerar este proceso:

CUPLA A: F_2/F^-

CUPLA B: Fe^{3+}/Fe^{2+}

- Seleccioná la **cupla adecuada** para el proceso de catálisis.
- Para la cupla seleccionada:
 - Escribí las **ecuaciones redox** correspondientes a las **dos etapas** del ciclo catalítico de descomposición del agua oxigenada indicando **en cuál de ellas el H_2O_2 actúa como agente oxidante y en cuál como agente reductor**.
 - A partir de los **potenciales estándar de reducción**, **justificá** si cada etapa del ciclo catalítico **es termodinámicamente favorable** en condiciones estándar y a 25°C.
 - A partir de lo respondido en el inciso i) **demostrá que**, cuando el catalizador elegido reacciona con el agua oxigenada, **se produce la descomposición de la misma**.
- Explicá brevemente **por qué la otra cupla no es apropiada** como catalizador para esta reacción de descomposición.

Nota: Considerá los siguientes potenciales estándar de reducción para el H_2O_2 en medio ácido: $E^\circ(H_2O_2/H_2O) = +1,776 \text{ V}$ y $E^\circ(O_2/H_2O_2) = +0,695 \text{ V}$.