La libertad se oxidó

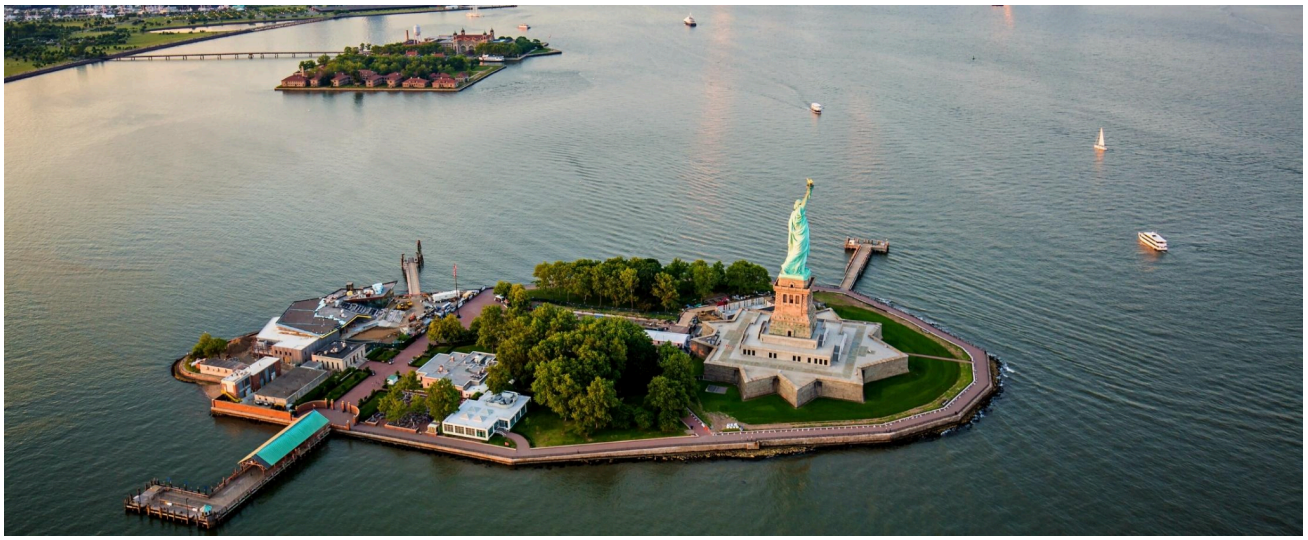
Nueva York, 1907.

Te llamas **Anna Kowalska**, tienes 17 años y acabas de pasar dos semanas cruzando el Atlántico desde Polonia junto con tu madre y tu hermano pequeño. Tu padre os espera en Nueva Jersey, donde lleva cinco años trabajando como obrero.

El barco comienza a frenar. Delante, una pequeña isla se perfila entre la niebla y el bullicio del puerto. Es **Ellis Island**, la **puerta de entrada a América** para millones de personas como tú.

Algunos la llaman la **Isla de la Esperanza**, otros la recuerdan como la **Isla de las Lágrimas**. Aquí os examinarán, os harán preguntas, comprobarán si tenéis fiebre, si podéis trabajar. También aquí se quedan las personas que no superan ese filtro, separadas para siempre de sus familias.

Mientras os acercáis, entre nervios y silencio, levantas la mirada. Justo al lado de la isla, alzándose en medio del agua, está ella: una mujer gigantesca con una antorcha. La **Estatua de la Libertad**.



Pero algo te llama la atención: no es del color rojizo del cobre que recuerdas de las monedas de casa. Es **verde**, un verde suave, casi mágico.

Un marinero os explica que no siempre fue así. Al principio tenía el color del cobre nuevo, pero con el tiempo cambió.

No es pintura. No es suciedad. Es **química**.

Años después, cada vez que pasas por el puerto y ves su silueta contra el cielo, recuerdas ese primer día. El miedo. La esperanza. El color. Y aunque nunca supiste explicar por qué se volvió verde, en el fondo sentías que era justo que la **Libertad**, como la vida, se transformara con el tiempo.

El color de la libertad

Anna contaba en su historia que la Estatua de la Libertad **no siempre fue verde**. El cobre que la recubría se transformó con el paso del tiempo por efecto del aire, la humedad y la contaminación. Esa transformación es una **reacción redox espontánea**, y aquí te toca justificarla químicamente.

1. **Indica el número de oxidación de todos los elementos** presentes en la siguiente reacción global:

$$Cu\,(s) \;+\; O_2\,(g) \;+\; H^+ \rightarrow Cu^{2+}(ac) \;+\; H_2O\,(l)$$

2. **Ajusta las dos reacciones** por el método del ion-electrón.
3. **Identifica claramente:**
    - El **agente oxidante**
    - El **agente reductor**
4. **Busca en tu tabla de potenciales** los valores estándar para los dos pares redox implicados.
    - **Calcula el potencial estándar de la pila**.
    - **¿Es espontánea la reacción?** Justifica con el valor obtenido.
5. **Representa la pila formada**:
    - Dibuja un **esquema** con ánodo, cátodo, flujo de electrones y las especies que participan.
    - Escribe la **notación abreviada** de la pila.