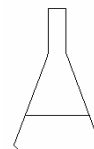


Experimento 10

Parte a



"No agregarás vinagre a la lavandina" Mitos y leyendas populares.

Objetivos:

Que estudies reacciones redox más complejas, como las de dismutación y de eliminación de productos peligrosos.

Que observes reacciones de productos de uso diario.

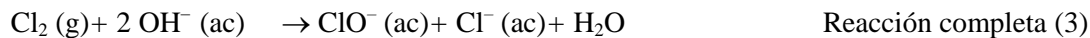
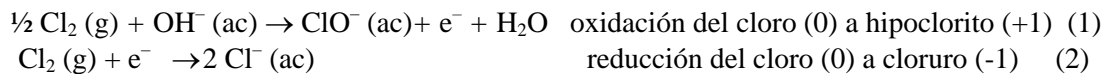
Materiales del hogar:

Lavandina común (no sirve la que viene con detergente)

Vinagre.

Introducción:

El cloro es un gas muy tóxico (de hecho, fue el primer gas utilizado para la “guerra química” en 1914) y de color verde (de ahí su nombre: viene del griego *chloros*, ¿recuerdan la clorofila?). Una particularidad del Cl_2 así como la de los otros halógenos, es la de oxidarse y reducirse a sí mismo en medio básico, en lo que se conoce como el fenómeno de *dismutación*. Se obtienen así dos iones donde el cloro exhibe estados de oxidación distintos: el hipoclorito (+1) y el cloruro (-1), a partir del cloro (0).



El fruto de esta reacción resulta ser la popular *lavandina*, conocida en el mundo científico como *hipoclorito*. Como puede verse, si le agregamos ácido, la reacción procede a reactivos, para reequilibrarse, y se libera cloro gaseoso, que es terriblemente tóxico. Para corroborar que la reacción es espontánea se te propone calcular los potenciales de las reacciones (1), (2) y (3).

Materiales:

Un Erlenmeyer con tapón, preferentemente de goma.
una jeringa.
Solución acuosa de bicarbonato de sodio.

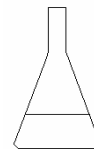
Desarrollo:

Coloca en el Erlenmeyer 10 mL de lavandina y lleva el volumen de líquido hasta aproximadamente 50 mL agregando agua. Vierte unas gotas de vinagre, tapa de inmediato y observarás que se desprende un gas de color verde: es cloro (Cl_2). ¡¡BAJO NINGUNA CIRCUNSTANCIA LO INHALES!! ¡¡ES MUY TOXICO!!

La reacción, como verás, es reversible. Puedes deshacerte del cloro agregando al Erlenmeyer la solución de bicarbonato de sodio por medio de la jeringa. Observa cómo después del agregado y con una breve agitación, el color verde desaparece por completo.

Plantea la reacción total y discute el papel que desempeñan el vinagre y el bicarbonato de sodio en las reacciones. Si te animas, plantea los potenciales en ambos medios, ácido y básico. Finalmente, relee las precauciones que están escritas (deberían estarlo) en la botella de lavandina y discútelas con tus compañeros y con tu profesor.

Parte b



Algunos azúcares no se queman solos ...y un simulador muy barato de la cadena respiratoria.

Objetivos:

Que veas una cadena de reacciones redox en acción, en este caso la oxidación de glucosa con oxígeno, mediada por el azul de metileno (AM) y que puedas compararlas con las que ocurren en procesos biológicos.

Materiales del hogar:

En caso de que se termine la solución de azul de metileno provista, puedes conseguir más en un acuario.

Introducción:

Generalmente, las pilas que conoces vienen envasadas, como las que utilizaste en experimentos anteriores. Por eso, puede parecerte que es muy difícil controlar la energía química, en especial si se trata de reacciones de oxidorreducción.

En realidad, las reacciones *redox* (como familiarmente las conocemos) forman parte de casi todos los intercambios energéticos que conocemos, sobre todo de los procesos más importantes para la vida, como la respiración y la fotosíntesis.

En este experimento verás cómo funcionan dos reacciones redox *acopladas*, es decir, una ocurriendo a continuación de la otra. Esta pequeña cadena de reacciones te mostrará un ejemplo simple de cómo se transfieren los electrones desde el oxígeno del aire a un azúcar, que bien podría tratarse de la que has ingerido con la comida...

Materiales:

Un matraz con tapón.

Solución de azul de metileno (2% en etanol)

Solución de glucosa (24 g L⁻¹). No sirven otros azúcares comunes.

La reacción se desarrolla en medio muy alcalino, por lo que se requiere solución acuosa aproximadamente 1 M de NaOH (aprox. 40 g L⁻¹).

Procedimiento:

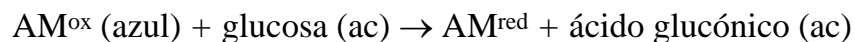
Mezcla volúmenes iguales de las soluciones de NaOH y glucosa en el matraz (entre 50 y 100 mL de cada solución), de tal manera de llenar el recipiente hasta la mitad.

Agrega unas gotas de solución de azul de metileno (AM). Tapa el matraz y espera pacientemente. ¿Qué ocurre con la solución? Anota tus observaciones en el cuaderno de laboratorio.

Destapa el matraz para que entre el aire (por consiguiente entrará oxígeno en contacto con la solución) y agita vigorosamente. Registra los cambios y repite el proceso hasta que no haya más decoloración del azul de metileno, o hasta que te resulte aburrido (lo que suele ocurrir antes de 40 ciclos).

Plantea las reacciones que ocurren, y por qué ocurren en cada caso.

Etapa I: anaeróbica (sin aire)



Etapa II: aeróbica (participa el O₂ del aire)



¿Cuál es la reacción total (suma de las etapas I y II)? ¿Qué papel cumple el AM ?

¿Aparece en la ecuación total?

Nota experimental: Puede suceder que la decoloración del azul de metileno tarde mucho, o no se produzca. Recuerda que ES CRUCIAL QUE EL MEDIO DE REACCIÓN SEA BÁSICO, así se *cataliza* la reacción de reducción por la glucosa. Una punta de espátula de glucosa agregada en el medio de reacción ayuda muchísimo, en caso de que la experiencia no funcione.