

## El escenario

<b>Tema</b>	Reacciones de $\text{KMnO}_4$ dependientes del pH
<b>Duración</b>	4,5 minutos
<b>Objetivos principales</b>	Entendiendo las reacciones redox
<b>Objetivos detallados</b>	<p>Observación de los cambios que ocurren durante la reacción.</p> <p>Comprender la influencia del pH en la reducción de los iones de manganato (VII)</p> <p>Aprendizaje de la notación de la ecuación de la reacción en forma iónica.</p> <p>Aprendizaje y comprensión del balance electrónico de las reacciones de oxidación-reducción.</p>
<b>Estructura y descripción de los experimentos:</b>	
<b>1. Introducción</b>	<p>Descripción: Las reacciones redox son reacciones de oxidación-reducción. La oxidación y la reducción son procesos químicos que ocurren cuando los átomos o moléculas intercambian electrones y cambian el estado de oxidación de los átomos de los elementos químicos. La oxidación es la pérdida de electrones, mientras que la reducción es la aceptación de electrones por parte de un átomo o molécula. Los procesos de oxidación y reducción ocurren simultáneamente y ninguno puede ocurrir sin el otro.</p>
<b>2. tema principal</b>	<p>Descripción: Aprendizaje de las reacciones de oxidación y reducción en el ejemplo de la reacción <math>\text{KMnO}_4</math>. Estudio de la reacción de <math>\text{KMnO}_4</math> en presencia de iones de hidrógeno e hidróxido y agua.</p>
<b>Parte 1</b>	<p><b>Equipamiento:</b> probetas, pipetas Pasteur, pipeta automática</p> <p>Reactivos : <math>\text{KMnO}_4</math> 0,1 M , <math>\text{H}_2\text{SO}_4</math> 1 M , <math>\text{NaOH}</math> 5 M , <math>\text{Na}_2\text{SO}_3</math> 1 M</p> <p><b>Descripción del ejercicio:</b> Pipetear 2 ml de <math>\text{KMnO}_4</math> 0,1 M en tres tubos de ensayo. Al primero agregar 2 mL de solución de ácido sulfúrico 1 M, al segundo 2 mL de agua y al tercero 2 mL de solución de <math>\text{NaOH}</math> 5 M. Luego vierta 1 mL de solución de <math>\text{Na}_2\text{SO}_3</math> 1 M en cada uno de ellos usando una pipeta automática. Tenga en cuenta las observaciones. Después de completar el experimento, transfiera el contenido de los tubos de ensayo a los contenedores de desechos apropiados.</p> <p><b>preguntas :</b></p>

	<ol style="list-style-type: none"> <li>1. Tenga en cuenta las observaciones de las transformaciones que tienen lugar</li> <li>2. Escriba las ecuaciones de las reacciones que tienen lugar en cada tubo de ensayo</li> <li>3. ¿Qué compuestos de manganeso se formaron en los tubos de ensayo 1 y 2?</li> <li>4. ¿Cómo afecta el pH a la reducción de iones de manganeso (VII)?</li> <li>5. ¿Qué papel juega el sulfato de sodio (IV) en las reacciones?</li> </ol> <p><b>Conclusiones:</b> Los compuestos de manganeso presentes en el estado de oxidación +VII son oxidantes fuertes, sin embargo, sus propiedades oxidantes dependen del pH de la solución. Los iones de manganato (VII) en un ambiente ácido se reducen a iones de Mn (II), que se pueden observar después de que la solución violeta se decolora; en un ambiente neutro se reducen a Mn(IV) en forma de un precipitado marrón de <math>\text{MnO}_2</math>; en un ambiente alcalino, se reducen a iones (<math>\text{MnO}_4^{2-}</math>) cambiando el color de la solución de violeta a verde.</p> <p><b>Nivel:</b> Primaria</p>
--	---