

**AUTO EVALUATION : L'ELECTROLYSE**

<ul style="list-style-type: none"> <li>Savoir que l'électrolyse est une transformation forcée.</li> </ul>	<ol style="list-style-type: none"> <li>On introduit dans un tube en U :           <ul style="list-style-type: none"> <li><math>V_1 = 10</math> mL d'une solution de thiosulfate de sodium (<math>2\text{Na}^+</math>, <math>\text{S}_2\text{O}_3^{2-}</math>) de concentration <math>c_1 = 1,0</math> mol/L ;</li> <li><math>V_2 = 10</math> mL d'une solution de diiode <math>\text{I}_2</math> de concentration <math>c_2 = 1,0 \cdot 10^{-2}</math> mol/L.</li> </ul> <ol style="list-style-type: none"> <li>Ecrire l'équation de la réaction entre le diiode et les ions thiosulfate.</li> <li>Calculer le quotient de réaction initial <math>Q_{r,i}</math>.</li> <li>La constante de cet équilibre vaut <math>K = 2 \cdot 10^{15}</math>. Déterminer le sens d'évolution du système chimique.</li> <li>On plonge 2 électrodes en graphite reliées à un générateur. On allume le générateur. Dans quel sens le système chimique évolue-t-il ?</li> </ol> </li> </ol>
<ul style="list-style-type: none"> <li>Connaissant le sens du courant imposé par le générateur, identifier l'électrode à laquelle se produit la réaction d'oxydation (anode) et l'électrode à laquelle se produit la réaction de réduction (cathode).</li> </ul>	<ol style="list-style-type: none"> <li>On réalise l'électrolyse d'une solution de sulfate de sodium (<math>2\text{Na}^+</math>, <math>\text{SO}_4^{2-}</math>) entre deux électrodes de fer Fe.           <ol style="list-style-type: none"> <li>Quelles sont les réactions susceptibles de se produire à l'anode ? Ecrire leurs équations.</li> <li>Quelles sont les réactions susceptibles de se produire à la cathode ? Ecrire leurs équations.</li> </ol> <p><u>Données</u> : <math>\text{Na}^+/\text{Na}</math> ; <math>\text{SO}_4^{2-}/\text{SO}_2</math> ; <math>\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}</math> ; <math>\text{S}_2\text{O}_8^{2-}/\text{SO}_4^{2-}</math> ; <math>\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2</math> ; <math>\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}</math>.</p> </li> </ol>
<ul style="list-style-type: none"> <li>Ecrire les réactions aux électrodes et relier les quantités de matière des espèces formées ou consommées à l'intensité du courant et à la durée de la transformation dans une pile.</li> </ul>	<ol style="list-style-type: none"> <li>On réalise l'électrolyse d'une solution de chlorure de sodium.           <ol style="list-style-type: none"> <li>Ecrire les équations des réactions qui se déroulent aux électrodes. (<math>\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2</math> et <math>\text{Cl}_2/\text{Cl}^-</math>)</li> <li>L'électrolyse, à courant constant <math>I = 10</math> mA , dure 30 minutes. Calculer la quantité d'électricité débitée.</li> <li>Déterminer le volume de dichlore formé. <math>V_m = 24</math> L/mol.</li> </ol> </li> </ol>