

Electrolyse de l'eau

L'abondance de l'eau prouve à l'évidence que la molécule d'eau est stable dans les conditions terrestres. En revanche un mélange de dihydrogène et dioxygène est instable (même s'il faut, pour des raisons de cinétique chimique et en l'occurrence d'énergie d'activation, l'amorcer par chauffage ou catalyse).

La transformation d'un système chimique siège de la réaction $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2 \text{H}_2\text{O}$ est donc spontanée et totale dans le sens direct. **Mais peut-on forcer la transformation dans le sens indirect ?**

Matériel disponible

Electrolyseur, générateur continu de tension variable, multimètre, fils et cosses, interrupteur

Eprouvettes graduées 10 mL (ou tubes gradués)

Solution d'acide sulfurique à $0,5 \text{ mol.L}^{-1}$

Données : Couples oxydant/réducteur : $\text{O}_2(\text{g})/\text{H}_2\text{O}$ et $\text{H}^+(\text{aq})/\text{H}_2(\text{g})$ (ou $\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2$)

Volume molaire des gaz : environ 24 L.mol^{-1}

Faraday (charge d'une mole d'électrons) : $F = 96\,500 \text{ C}$

Consignes groupe de deux (1h)

Prévisions. On souhaite vérifier quantitativement le processus de décomposition de l'eau par électrolyse en milieu acide. Prévoir le protocole et son exploitation (demi-réactions et gaz obtenu pour chaque électrode, relation entre intensité du courant, durée de fonctionnement et volumes gazeux recueillis...). Préciser les précautions expérimentales à prendre.

Réalisation du protocole et vérifications.

Document d'aide : [quantite-electricite.pptx]