

CLASSE : Terminale

VOIE : ☒ Générale

DURÉE DE L'EXERCICE : 0h53

EXERCICE 2 : 5 points

ENSEIGNEMENT DE SPÉCIALITÉ : PHYSIQUE-CHIMIE

CALCULATRICE AUTORISÉE : ☒ Oui « type collège »

EXERCICE 2 : Recharge des voitures électriques

Q1.

Un catalyseur est une espèce qui augmente la vitesse d'une transformation, sans figurer dans l'équation de la réaction.

Q2.

Calculons la quantité de matière d'éthanol C_2H_5OH présente :

$$n_{\text{éthanol}} = \frac{m_{\text{éthanol}}}{M_{\text{éthanol}}}$$

Or

$$\rho_{\text{éthanol}} = \frac{m_{\text{éthanol}}}{V_{\text{éthanol}}}$$

$$\frac{m_{\text{éthanol}}}{V_{\text{éthanol}}} = \rho_{\text{éthanol}}$$

$$m_{\text{éthanol}} = \rho_{\text{éthanol}} \times V_{\text{éthanol}}$$

D'où

$$n_{\text{éthanol}} = \frac{\rho_{\text{éthanol}} \times V_{\text{éthanol}}}{M_{\text{éthanol}}}$$

Or

$$d_{\text{éthanol}} = \frac{\rho_{\text{éthanol}}}{\rho_{\text{eau}}}$$

$$\frac{\rho_{\text{éthanol}}}{\rho_{\text{eau}}} = d_{\text{éthanol}}$$

$$\rho_{\text{éthanol}} = d_{\text{éthanol}} \times \rho_{\text{eau}}$$

D'où

$$n_{\text{éthanol}} = \frac{d_{\text{éthanol}} \times \rho_{\text{eau}} \times V_{\text{éthanol}}}{M_{\text{éthanol}}}$$

$$n_{\text{éthanol}} = \frac{0,789 \times 1,0 \times 10^3 \times 1,0}{2 \times 12,0 + 5 \times 1,0 + 16,0 + 1,0}$$

$$n_{\text{éthanol}} = 17 \text{ mol}$$

Ainsi, dans un volume de 1,0 L, la valeur de la quantité d'éthanol présente est de 17 moles.

Q3.

	$C_2H_5OH(l)$	$+ 3 H_2O(g)$	$\rightarrow$	$6 H_2(g)$	$+ 2 CO_2(g)$
État initial	17	Excès		0	0
État intermédiaire	$17 - x$	Excès		$6 x$	$2 x$
État final	$17 - x_f$	Excès		$6 x_f$	$2 x_f$

$$17 - x_{\max} = 0$$

$$-x_{\max} = -17$$

$$x_{\max} = 17 \text{ mol}$$

D'après l'énoncé « on suppose que la conversion d'éthanol en dihydrogène est totale. »

$$x_f = x_{\max} = 17 \text{ mol}$$

$$n_{H_2}^{\text{produite}} = 6 x_f$$

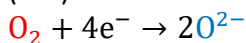
$$n_{H_2}^{\text{produite}} = 6 \times 17$$

$$n_{H_2}^{\text{produite}} = 102 \text{ mol}$$

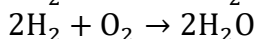
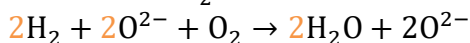
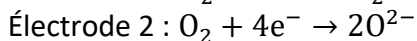
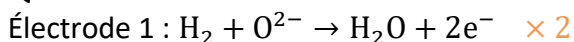
Ainsi, 102 mol de dihydrogène sont obtenu lors du vaporeformage d'un litre d'éthanol.

Q4.

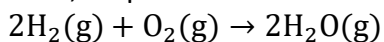
D'après l'énoncé « au niveau de l'électrode 2, le **dioxygène** présent dans l'air est transformé en ion oxyde (O^{2-}). »



Q5.



Ainsi, l'équation de la réaction modélisant le fonctionnement de la pile est :



Q6.

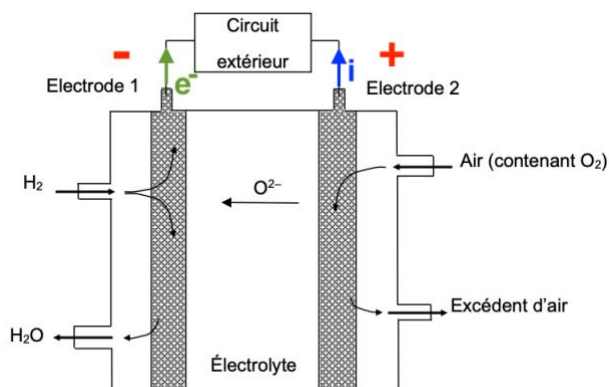
$H_2 + O^{2-} \rightarrow H_2O + 2e^-$ se déroule à l'électrode 1. Cette réaction libère des électrons : c'est la borne négative de la pile.

$O_2 + 4e^- \rightarrow 2O^{2-}$ se déroule à l'électrode 2. Cette réaction consomme des électrons : c'est la borne positive de la pile.

Q7.

Le sens du courant électrique à l'extérieur de la pile va de la borne positive vers la borne négative.

À l'extérieur de pile les porteurs de charge sont les électrons qui se déplacent de la borne négative vers la borne positive.



Q8.

$$Q = n_{e^-} \times Na \times e$$

Or d'après l'équation $H_2 + O^{2-} \rightarrow H_2O + 2e^-$

$$\frac{n_{e^-}}{2} = n_{H_2}^{produite}$$

$$n_{e^-} = 2 \times n_{H_2}^{produite}$$

d'où

$$Q_{\max} = 2 \times n_{H_2}^{produite} \times Na \times e$$

$$Q_{\max} = 2 \times 102 \times 6,02 \times 10^{23} \times 1,60 \times 10^{-19}$$

$$Q_{\max} = 2,0 \times 10^7 \text{ C}$$

Q9.

D'après l'énoncé :

Énergie stockée dans une pile (en joule) : $E = Q \cdot U$ où Q est la capacité électrique de la pile en coulomb (C) et U la tension à vide en volt (V) à ses bornes ;

$$1 \text{ W} \cdot \text{h} = 3600 \text{ J} ;$$

tension à vide de la pile à combustible étudiée : $U = 1,0 \text{ V} ;$

Calculons l'énergie maximale produite par un litre d'éthanol :

$$E_{\max} = Q_{\max} \times U$$

$$E_{\max} = 2,0 \times 10^7 \times 1,0$$

$$E_{\max} = 2,0 \times 10^7 \text{ J}$$

Le rendement de la pile à combustible SOFC est voisin de 70 %.

Calculons l'énergie réellement produite par un litre d'éthanol :

$$E_{\text{réel}} = \frac{70}{100} \times E_{\max}$$

$$E_{\text{réel}} = \frac{70}{100} \times 2,0 \times 10^7$$

$$E_{\text{réel}} = 1,4 \times 10^7 \text{ J}$$

Convertissons cette énergie en $\text{W} \cdot \text{h}$:

1 $\text{W} \cdot \text{h}$	3600 J
$E_{\text{réel}}$	$1,4 \times 10^7 \text{ J}$

$$E_{\text{réel}} = \frac{1,4 \times 10^7 \times 1}{3600}$$

$$E_{\text{réel}} = 3,9 \times 10^3 \text{ W} \cdot \text{h}$$

Cette énergie est obtenue pour un litre d'éthanol. Calculons l'énergie obtenue pour 30 m^3 d'éthanol :

1 L	$3,9 \times 10^3 \text{ W} \cdot \text{h}$
$30 \text{ m}^3 = 30 \times 10^3 \text{ L}$	E_{30}

$$E_{30} = \frac{30 \times 10^3 \times 3,9 \times 10^3}{1}$$

$$E_{30} = 1,2 \times 10^8 \text{ W} \cdot \text{h}$$

Estimer le nombre de véhicules électriques équipés de batteries de $40 \text{ kW} \cdot \text{h}$ que l'on peut recharger à partir d'un volume de 30 m^3 d'éthanol.

1 véhicule	40 kW·h
N véhicules	$1,2 \times 10^8 \text{ W} \cdot \text{h}$

$$N = \frac{1,2 \times 10^8 \times 1}{40 \times 10^3}$$

$$N = 3,0 \times 10^3$$

Ainsi, on peut recharger 3000 véhicules électriques équipés de batteries de 40 kW·h que à partir d'un volume de 30 m³ d'éthanol.