

ANEXO B. TERMODINÁMICA Y ELECTROQUÍMICA DE LAS SOFCs

B.1 TRANSFORMACIÓN DE ENERGÍA

Cuando un combustible se quema en atmósfera de aire, la fuerza que impulsa esta reacción química es la afinidad (A), es decir, la tendencia que presenta el combustible a reaccionar con el oxígeno. En una combustión normal, la energía resultante de la oxidación del combustible se libera en forma de calor:



Este proceso se emplea también para la generación de energía en las centrales térmicas dónde la energía química del combustible es transformada en calor o energía térmica al quemarse produciendo vapor, de éste se obtiene energía mecánica que luego se transforma en energía eléctrica (ver **Figura B.1**). Los rendimientos de cada una de las transformaciones están expresados en las figuras, como así también el rendimiento total, es decir, la suma de los mismos.

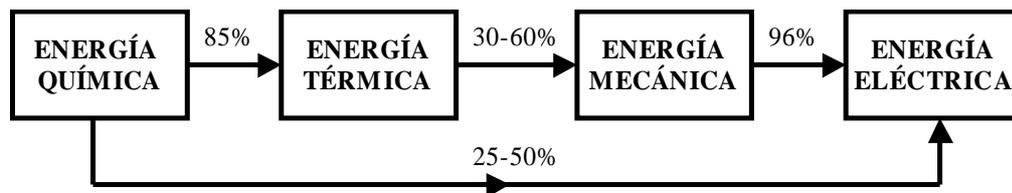


Figura B.1 Eficiencia de las sucesivas etapas para generación de electricidad en las centrales térmicas.

Sin embargo, también es posible conseguir que esta reacción siga un camino directo de forma que, como consecuencia de la transformación de la energía, se libere inmediatamente energía eléctrica. El dispositivo que permite llevar a cabo este proceso es la pila de combustible, en la cual los reactivos (combustible y agente oxidante) se conducen a los electrodos de forma continua para producir el proceso electroquímico directo (ver **Figura B.2**).





Figura B.2 Rango de eficiencias de las pilas de combustible.

B.2 REACCIONES EN LAS PILAS DE COMBUSTIBLE

El comportamiento de una pila de combustible depende en gran medida de las reacciones electroquímicas que ocurren con los diferentes combustibles y el oxígeno. Por este motivo es importante conocer las reacciones que pueden tener lugar en función del tipo de combustible que usen en cada caso, tal como se resume en la **Tabla B.1**.

Tabla B.1 Reacciones electroquímicas que ocurren en los diversos tipos de pilas de combustible [2].

Fuel Cell	Anode Reaction	Cathode Reaction
Polymer Electrolyte and Phosphoric Acid	$H_2 \rightarrow 2H^+ + 2e^-$	$\frac{1}{2} O_2 + 2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2O$
Alkaline	$H_2 + 2(OH)^- \rightarrow 2H_2O + 2e^-$	$\frac{1}{2} O_2 + H_2O + 2e^- \rightarrow 2(OH)^-$
Molten Carbonate	$H_2 + CO_3^{2-} \rightarrow H_2O + CO_2 + 2e^-$ $CO + CO_3^{2-} \rightarrow 2CO_2 + 2e^-$	$\frac{1}{2} O_2 + CO_2 + 2e^- \rightarrow CO_3^{2-}$
Solid Oxide	$H_2 + O^{2-} \rightarrow H_2O + 2e^-$ $CO + O^{2-} \rightarrow CO_2 + 2e^-$ $CH_4 + 4O^{2-} \rightarrow 2H_2O + CO_2 + 8e^-$	$\frac{1}{2} O_2 + 2e^- \rightarrow O^{2-}$

CO - carbon monoxide
CO₂ - carbon dioxide
CO₃²⁻ - carbonate ion

e⁻ - electron
H⁺ - hydrogen ion
H₂ - hydrogen

H₂O - water
O₂ - oxygen
OH⁻ - hydroxyl ion

B.3 REVERSIBILIDAD DE LAS PILAS

La variación de energía libre de Gibbs de un sistema en el que tienen lugar reacciones químicas es indicativa del máximo trabajo neto que se puede obtener y de su evolución. Cuando, $\Delta G < 0$: el sistema evoluciona de manera espontánea; $\Delta G = 0$: el sistema está en equilibrio y $\Delta G > 0$: el sistema evoluciona espontáneamente en sentido inverso. Esta magnitud está relacionada termodinámicamente con la entalpía de reacción (ΔH , calor total



de un sistema) y la entropía de reacción (ΔS , función de estado relacionada con el desorden de la reacción), de acuerdo con la ecuación:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \quad \text{(Ecuación B.1)}$$

La cantidad máxima de energía eléctrica que se puede obtener de una pila está limitada por el segundo principio de la termodinámica, el cual dice que la variación de entropía durante un proceso infinitesimal en que se intercambia una cantidad de calor, δq , con el medio (u otro sistema) a una temperatura T viene dada por:

$$dS \geq \frac{\delta q}{T} \quad \text{(Ecuación B.2)}$$

dónde los signos $=$ y $>$ son para procesos reversibles e irreversibles, respectivamente.

La reversibilidad de un proceso, por ejemplo de una reacción de una pila, quiere decir que la reacción global de la pila se puede invertir. Para ello se debe aplicar una diferencia de potencial externa a la pila de manera que pase corriente, y por tanto, que la reacción no avance. Si se disminuye ligeramente el potencial aplicado, se debe producir la misma reacción, y si se aumenta tiene lugar la misma reacción, pero en sentido contrario.

A temperatura y presión constantes, la variación de entalpía de la reacción de oxidación del combustible es constante y se puede escribir en función de las variaciones de entropía y de la función de Gibbs de la reacción según:

$$\Delta H = \Delta G + T\Delta S \quad \text{(Ecuación B.3)}$$

Cuando la pila funciona reversiblemente, es decir, la resistencia tiende a ser infinita y la intensidad a 0 ($R \rightarrow \infty$, $I \rightarrow 0$), la variación de la función de Gibbs y el producto de la temperatura por el cambio de entropía son iguales a el trabajo eléctrico cedido y al calor intercambiado por la pila, respectivamente:



$$\Delta G = (w_{el})_{rev} \quad ; \quad T\Delta S = q_{rev} \quad \text{(Ecuaciones B.4)}$$

Ahora bien, a medida que la resistencia del circuito externo de la pila disminuye, la pila se aleja progresivamente del comportamiento reversible, y por tanto:

$$\Delta G < w_{el} \quad ; \quad T\Delta S > q_{rev} \quad \text{(Ecuaciones B.5)}$$

Esto quiere decir que, cuando la corriente aumenta, el trabajo eléctrico cedido por la pila disminuye y el calor intercambiado por la pila aumenta, de manera que siempre la suma de ambos debe ser igual a la variación de la entalpía de la reacción global de la pila (ΔH). Cuando la pila funciona de manera totalmente irreversible ($R \rightarrow 0$, $I \rightarrow \infty$), toda la variación de entalpía del proceso se convierte en calor, ya que no hay posibilidad de hacer trabajo eléctrico. Aquí se ve que la conversión de una parte de la energía química dada por el sistema, ΔH , en energía eléctrica es como máximo ΔG y se debe a el paso de una intensidad finita por la pila siempre comporta un cierto grado de irreversibilidad, que se puede atribuir al hecho de que la cinética de las reacciones no es suficientemente rápida y también a la resistencia interna de la pila que hace que una parte del trabajo cedido se convierta en calor por efecto Joule [1].

B.4 ECUACIÓN DE NERNST. VOLTAJE EN CIRCUITO ABIERTO

El voltaje en circuito abierto de la pila depende de la tendencia que presentan ambos reactivos a reaccionar entre sí. La ecuación de Nernst establece que si la pila funcionara reversiblemente se aprovecharía al máximo la energía libre de Gibbs (ΔG), es decir, el trabajo de la reacción correspondiente al proceso generador de energía eléctrica:

$$w_{el} = \Delta G = -n.F.E \quad \text{(Ecuación B.6)}$$

dónde n es el número de equivalentes electroquímicos, F la constante de Faraday: $96487 \text{ A.s.mol}^{-1}$ o $\text{J.mol}^{-1}.\text{V}^{-1}$, E la fuerza electromotriz ideal y T la temperatura absoluta en grados Kelvin (K).



En esta ecuación E representa la fuerza electromotriz que coincide, salvo en el signo, con la tensión de salida de la pila (U) sin carga, $E = -U$. La tensión de salida teórica correspondiente por ejemplo a la oxidación del hidrógeno:



para un proceso reversible e isotérmico puede calcularse de acuerdo con la expresión:

$$U = \frac{\Delta G}{n \cdot F} = \frac{237400 \cdot \text{J} \cdot \text{mol}^{-1}}{2 \cdot 96487 \cdot \text{J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{V}^{-1}} = 1,229 \cdot \text{V} \quad (\text{Ecuación B.7})$$

dónde ΔG , es la energía libre de Gibbs correspondiente a la **Reacción B.2** para dar agua líquida en condiciones estándar de 1 atmósfera de presión y 25°C de temperatura [2].

Tabla B.2 Ecuaciones de Nernst de las reacciones que ocurren en diversas pilas de combustible.

Cell Reactions*	Nernst Equation
$\text{H}_2 + \frac{1}{2}\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$	$E = E^\circ + (RT/2F) \ln [P_{\text{H}_2} / P_{\text{H}_2\text{O}}] + (RT/2F) \ln [P_{\text{O}_2}^{1/2}]$
$\text{H}_2 + \frac{1}{2}\text{O}_2 + \text{CO}_2(\text{a}) \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2(\text{c})$	$E = E^\circ + (RT/2F) \ln [P_{\text{H}_2} / P_{\text{H}_2\text{O}} (P_{\text{CO}_2})_{(\text{a})}] + (RT/2F) \ln [P_{\text{O}_2}^{1/2} (P_{\text{CO}_2})_{(\text{c})}]$
$\text{CO} + \frac{1}{2}\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$	$E = E^\circ + (RT/2F) \ln [P_{\text{CO}} / P_{\text{CO}_2}] + (RT/2F) \ln [P_{\text{O}_2}^{1/2}]$
$\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$	$E = E^\circ + (RT/8F) \ln [P_{\text{CH}_4} / P_{\text{H}_2\text{O}}^2 P_{\text{CO}_2}] + (RT/8F) \ln [P_{\text{O}_2}^2]$

(a) - anode P - gas pressure
(c) - cathode R - universal gas constant
E - equilibrium potential T - temperature (absolute)
F - Faraday's constant

En caso de que se forme agua en estado líquido como producto final, la tensión de salida de la pila es, por tanto, del orden de 1,229 V. Este valor se conoce como el potencial de oxidación del H_2 (E°) en condiciones estándar de 1 atmósfera de presión y 25°C de temperatura. Sin embargo, la fuerza electromotriz de una pila depende de las presiones parciales de los reactivos y productos en estado gas y de la temperatura de la pila tal como se muestra en la **Tabla B.2**.



La **Figura B.3** y la **Tabla B.3** muestran la relación del potencial reversible (voltaje ideal) de una pila de combustible con la temperatura. En este caso, el potencial ideal se ha calculado suponiendo que el producto de reacción de oxidación del hidrógeno es agua en estado gas. Se observa que para dicha reacción, el potencial reversible disminuye con el aumento de la temperatura. Ello se debe a que la energía libre de Gibbs desciende (en valor absoluto) a medida que se incrementa la temperatura, porque la variación de la entropía de esta reacción es negativa (reaccionan 3/2 moles de gas para dar 1 mol de gas producto) (ver **Ecuaciones B.1 y B.6**).

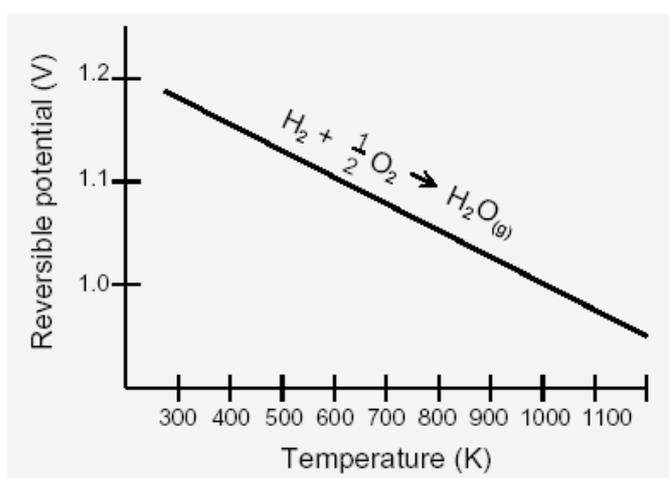


Figura B.3 Voltaje ideal de una pila de combustible en función de la temperatura de la pila.

Tabla B.3 Voltaje ideal en función de la temperatura para diversos tipos de pilas.

Temperature	25°C (298K)	80°C (353K)	100°C (373K)	205°C (478K)	650°C (923K)	800°C (1073K)	1100°C (1373K)
Cell Type	*	PEFC	AFC	PAFC	MCFC	ITSOFC	TSOFC
Ideal Voltage	1.18	1.17	1.16	1.14	1.03	0.99	0.91

B.5 RENDIMIENTO TERMODINÁMICO

En las centrales térmicas, la energía química acumulada, por ejemplo, en el carbón, se transforma primero totalmente en calor de acuerdo con la reacción de combustión:



Este calor se convierte después en energía mecánica y finalmente en energía eléctrica. Según el segundo principio de la termodinámica sólo una fracción, caracterizada por el rendimiento del ciclo de Carnot η , de la energía resultante del movimiento desordenado de las moléculas, es decir, del calor, puede convertirse en energía mecánica o en trabajo. El teorema de Carnot permite evaluar el rendimiento de los ciclos reversibles que funcionan entre dos focos de temperaturas constantes, es decir, la máxima eficiencia de una máquina térmica reversible, que siempre es mayor que el de los correspondientes ciclos irreversibles, según:

$$\eta(\text{Carnot}) = \frac{T_2 - T_1}{T_2} \quad (\text{Ecuación B.8})$$

dónde T_2 y T_1 correspondientes a las temperaturas (K) de los focos caliente y frío, respectivamente.

Si, por ejemplo, la temperatura del vapor en la caldera es $T_2 = 600$ K y la temperatura del vapor de escape de la turbina es $T_1 = 360$ K, el rendimiento termodinámico η (Carnot) es, como máximo, del 40%.

$$\eta(\text{Carnot}) = \frac{600 - 360 \cdot \text{K}}{600 \cdot \text{K}} = \frac{240 \cdot \text{K}}{600 \cdot \text{K}} = 0,4 = 40,0\% \quad (\text{Ecuación B.9})$$

El rendimiento de las centrales térmicas sin ciclo combinado (aprovechamiento del calor disipado) se aproxima a este valor.

B.6 RENDIMIENTO TERMODINÁMICO DE LA PILA DE COMBUSTIBLE

El rendimiento termodinámico que puede alcanzarse en una pila de combustible es, en condiciones favorables, considerablemente mayor. La eficiencia o rendimiento termodinámico de una pila de combustible se expresa como cociente de la energía generada por la pila (ΔG) y la energía consumida (ΔH) por la misma:



$$\eta_{term} = \frac{\Delta G}{\Delta H} = \frac{n \cdot F \cdot U}{\Delta H} \quad (\text{Ecuación B.10})$$

Si, como resultado de la **Reacción B.2** entre el hidrógeno y el oxígeno, en condiciones estándar, se obtiene agua en estado líquido como producto final, el rendimiento termodinámico llega a ser del 83%:

$$\eta_{term} = \frac{\Delta G}{\Delta H} = \frac{237400 \cdot J \cdot mol^{-1}}{286000 \cdot J \cdot mol^{-1}} = 0,83 = 83\% \quad (\text{Ecuación B.11})$$

dónde ΔG y ΔH representan la energía libre de Gibbs y la entalpía de la **Reacción B.2**, respectivamente [2].

Ingenierilmente, la eficiencia de una pila de combustible frecuentemente se expresa en términos de voltaje real e ideal. Como se describirá detalladamente en las siguientes secciones, el voltaje real es inferior al voltaje ideal debido a pérdidas asociadas a la polarización y a la resistencia óhmica de la pila. Por tanto, la eficiencia de una pila de combustible hidrógeno/oxígeno se puede expresar en función del voltaje real de la pila:

$$\eta_{term} = \frac{\text{Energía generada}}{\Delta H} = \frac{\text{Energía generada}}{\Delta G / 0,83} = \frac{V_{real} \cdot I}{V_{ideal} \cdot I / 0,83} = \frac{0,83 \cdot V_{real}}{1,229} = 0,675 \cdot V_{pila}$$

(Ecuación B.12)

En esta expresión se ha asumido que el combustible se ha consumido totalmente en la pila de combustible, algo común en muchos sistemas de generadores de energía. Esta eficiencia también se conoce con el nombre de eficiencia de voltaje. Sin embargo, en las pilas de combustible normalmente el combustible no se consume totalmente. Para calcular la eficiencia real, se debe multiplicar la eficiencia de voltaje por un factor de utilización de combustible:

$$\eta_{term} = \frac{V_{real} \cdot I}{G_{H_2} \cdot HHV_{H_2} \cdot \eta_{H_2}} \quad (\text{Ecuación B.13})$$



dónde V_{real} y I son el voltaje (V) y la densidad de corriente (A/cm^2) de salida de la celda, G_{H_2} es el flujo de hidrógeno en el ánodo (mol/h), HHV_{H_2} es el valor del calor más alto cedido en la reacción del hidrógeno para dar vapor de agua (J/mol) y η_{H_2} es el factor de utilización del hidrógeno en el ánodo [2].

B.7 RENDIMIENTO DE TENSIÓN

Los electrodos no trabajan de forma totalmente reversible, de manera que una pila de combustible suministra una tensión en vacío o reposo U_0 que difiere de la tensión U_t , calculada termodinámicamente. La divergencia, tanto respecto a la tensión teórica U_t , como a la de reposo U_0 que se observa al aplicar una carga a la pila se designa como polarización.

El rendimiento electroquímico o rendimiento de tensión η_u se deriva de la tensión de servicio U_a que depende de la carga de la pila y de la tensión teórica U_t o ΔG . Si, por ejemplo, la tensión de servicio de una pila de combustible es $U_a = 1,00$ V y su tensión teórica $U_t = 1,23$ V, se tiene $\eta_u = 81,3\%$.

$$\eta_u = \frac{n \cdot F \cdot U_a}{\Delta G} = \frac{U_a}{U_t} = \frac{1,00 \cdot V}{1,23 \cdot V} = 81,3\% \quad \text{(Ecuación B.14)}$$

B.8 SOBREPOTENCIALES Y RESISTENCIA ÓHMICA

El potencial de pila decrece con la densidad de corriente debido a la existencia de diversos tipos de pérdidas o resistencias irreversibles. Estas pérdidas con frecuencia se refieren a una polarización, sobrepotencial o sobrevoltaje, aunque realmente solo las pérdidas óhmicas se comportan como una resistencia [2]. Por tanto, diversos fenómenos contribuyen a pérdidas irreversibles de potencial de pila de combustibles:

- Polarización de activación: Estas pérdidas están relacionadas con la energía de activación de las reacciones electroquímicas en los electrodos de la pila. El



sobrepotencial de activación depende de la reacciones que ocurren en cada electrodo, de la electrocatálisis y microestructura de los materiales de los electrodos, de las actividades de los reactantes (y de sus factores de utilización) y débilmente de la densidad de corriente. En el caso de reacción electroquímica con $\eta_{act} \geq 50-100$ mV, dónde el η_{act} se describe a partir de la ecuación de Tafel:

$$\eta_{act} = \frac{RT}{\alpha \cdot n \cdot F} \cdot \ln \frac{i}{i_0} \tag{Ecuación B.15}$$

dónde α es el coeficiente de transferencia de los electrones de la reacción en los electrodos y i_0 es la densidad de corriente de intercambio. La ecuación de Tafel puede representarse gráficamente (ver **Figura B.4**) a partir de la ecuación de la recta siguiente:

$$\eta_{act} = a + b \cdot \ln i \tag{Ecuación B.16}$$

dónde $a = (-RT/\alpha nF) \ln i_0$ y $b = RT/\alpha nF$.

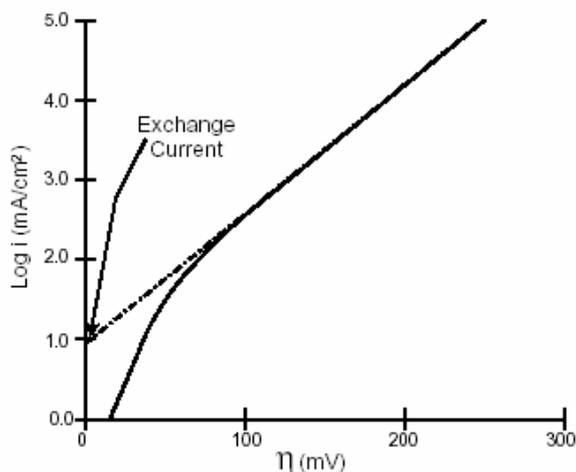


Figura B.4 Representación gráfica de la recta de Tafel.

- Polarización óhmica: Las pérdidas de tipo óhmico las causan la resistencia iónica en el electrolito y electrodos, la resistencia electrónica en los electrodos, los colectores de corriente e interconectores, y las resistencias de contacto. La resistencia óhmica es proporcional a la densidad de corriente y depende de la selección de materiales, de la



geometría de los apilamientos y de la temperatura. Como el electrolito y los electrodos siguen la ley de Ohm, las pérdidas óhmicas pueden expresarse por la ecuación:

$$\eta_{ohm} = iR \quad \text{(Ecuación B.17)}$$

dónde i es la densidad de corriente y R es la resistencia total de la celda, la cual incluye las resistencias electrónica, iónica y de los contactos.

- Polarización de concentración: Se da como resultado de la limitación de las velocidades de transporte de masa de los reactantes y productos, es decir, de la difusión de las diversas especies en fase gas que intervienen en la reacción. Depende de la densidad de corriente, de la actividad de los reactantes y de la microestructura de los electrodos (porosidad interconectada).

$$\eta_{conc} = \frac{RT}{n \cdot F} \cdot \ln \left(1 - \frac{i}{i_L} \right) \quad \text{(Ecuación B.18)}$$

dónde i y i_L son la densidad de corriente y la densidad de corriente límite respectivamente, la primera de las cuales pueden expresarse mediante la primera ley de Fick:

$$i = \frac{nFD \cdot (C_B - C_S)}{\delta} \quad \text{(Ecuación B.19)}$$

dónde D es el coeficiente de difusión de las especies reactantes, C_B es la concentración en el flujo de los gases reactantes, C_S es la concentración en la superficie de los electrodos y δ es el espesor de la capa de difusión. La densidad de corriente límite (i_L) es una medida de la velocidad máxima a la que un reactante puede ser suministrado a un electrodo y se obtiene cuando la $C_S = 0$.



En la **Figura B.5**, se representa un gráfico V-I correspondiente a una pila de combustible de baja temperatura, en el cual se pueden distinguir fácilmente los efectos de los tres tipos de polarización.

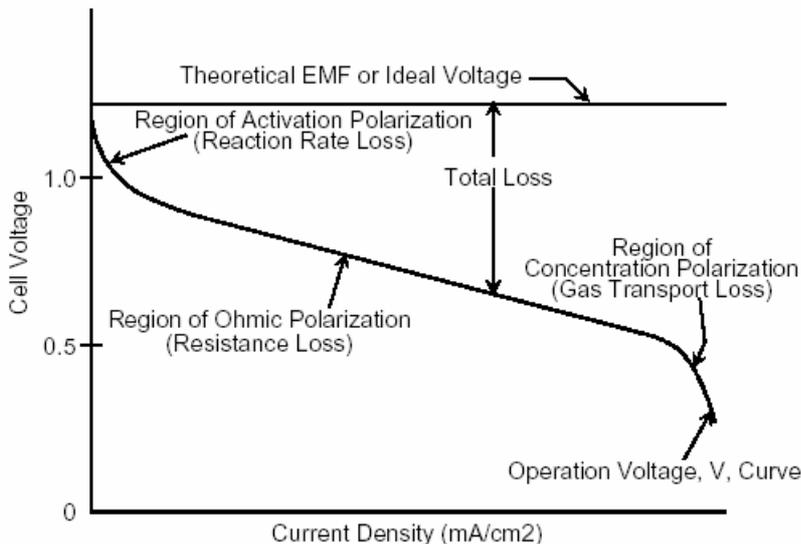


Figura B.5 Representación gráfica de voltaje-intensidad ideal y real de una pila de combustible de baja temperatura.

Hasta ahora se han descrito globalmente los tres tipos de pérdidas que causan la disminución del voltaje ideal de la pila. No obstante, también es posible expresar la polarización total para cada componente, $\eta_{\text{ánodo}}$, $\eta_{\text{cátodo}}$ y $\eta_{\text{electrolito}}$. Así la polarización de los electrodos es la suma de los sobrepotenciales de activación y concentración, suponiendo que las pérdidas óhmicas sean negligibles:

$$\eta_{\text{ánodo}} = \eta_{\text{act,ánodo}} + \eta_{\text{conc,ánodo}} \quad \text{(Ecuación B.20)}$$

$$\eta_{\text{cátodo}} = \eta_{\text{act,cátodo}} + \eta_{\text{conc,cátodo}} \quad \text{(Ecuación B.21)}$$

Por tanto, el efecto de la polarización sobre el potencial ideal de cada electrodo:

$$V_{\text{ánodo}} = E_{\text{ánodo}} + |\eta_{\text{ánodo}}| \quad \text{(Ecuación B.22)}$$

$$V_{\text{cátodo}} = E_{\text{cátodo}} - |\eta_{\text{cátodo}}| \quad \text{(Ecuación B.23)}$$



En el electrolito y en las intercargas ánodo-electrolito y electrolito-cátodo las pérdidas son mayoritariamente de tipo óhmico, puesto que se encargan de conducir iones.

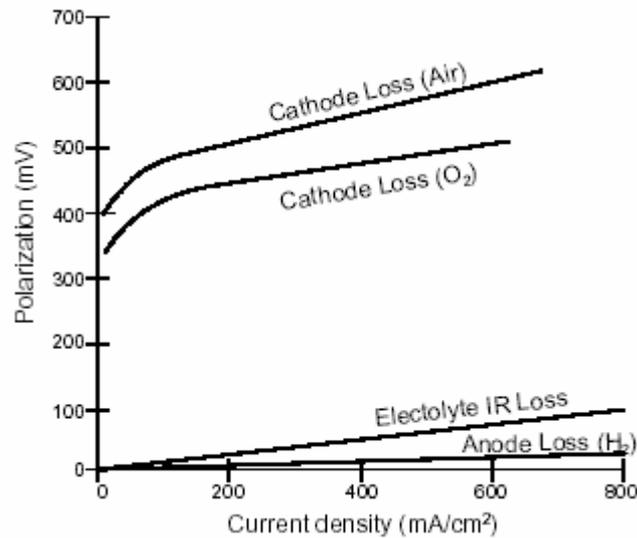


Figura B.6 Contribución a la polarización de los diversos componentes de una pila de combustible de baja temperatura.

En la **Figura B.6**, se ilustra la contribución a la polarización de cada componente de los diversos fenómenos que producen pérdidas irreversibles de potencial. Para el cátodo se han representado las curvas de sobrepotencial correspondientes a un cátodo expuesto a un ambiente de aire y a otro de oxígeno. Se observa la importancia de la atmósfera, ya que para el cátodo que está en contacto con oxígeno las pérdidas son sensiblemente inferiores respecto al que contiene un 20% de oxígeno (aire) [2].

Finalmente, el voltaje de la pila se puede expresar incluyendo los voltajes de los electrodos y la resistencia óhmica:

$$V_{cell} = V_{cathode} - V_{anode} - iR \quad (\text{Ecuación B.24})$$

Combinando las **Ecuaciones B.22, B.23 y B.24** se obtiene que:

$$V_{cell} = E_{cathode} - |\eta_{cathode}| - (E_{anode} + |\eta_{anode}|) - iR \quad (\text{Ecuación B.25})$$

o



$$V_{cell} = \Delta E_e - |\eta_{cathode}| - |\eta_{anode}| - iR \quad (\text{Ecuación B.26})$$

dónde $\Delta E_e = E_{cátodo} - E_{ánodo}$, es decir, el potencial reversible.

B.9 EFECTO DE LA TEMPERATURA SOBRE EL RENDIMIENTO

El rendimiento termodinámico de una pila de combustible depende de la tensión de salida y siempre es inferior al 100%. Incluso bajo condiciones isotérmicas y reversibles (ideales), no puede convertirse la totalidad de la energía térmica en energía eléctrica, pues siempre se produce una pequeña pérdida de calor. Por ello, a priori, conviene operar a una temperatura lo más baja posible para obtener una tensión elevada y así un alto rendimiento (eficiencia).

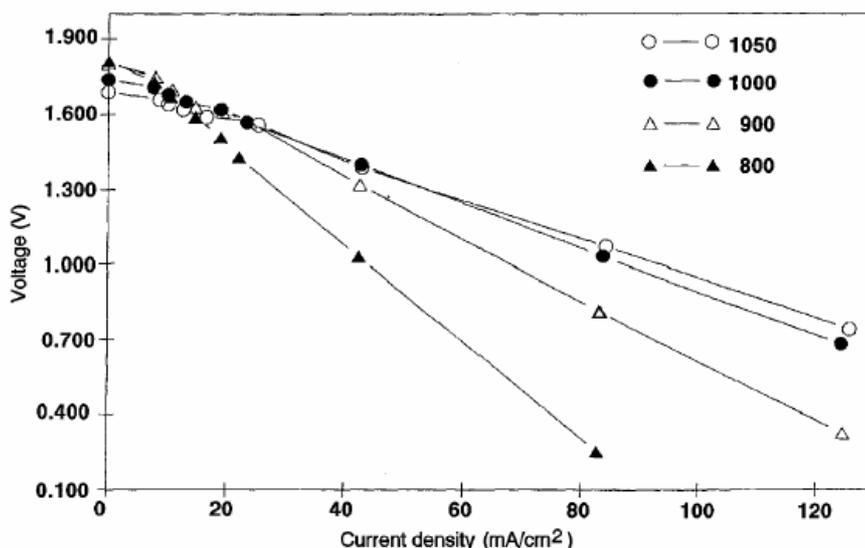


Figura B.7 Voltaje en función intensidad de corriente para diferentes temperaturas operacionales correspondientes a un apilamiento de dos SOFCs.

Sin embargo, para alcanzar densidades de potencia elevadas es necesario que las densidades de corriente (para un voltaje constante) o los voltajes (para una densidad de corriente constante) sean lo más altos posibles. Ello se consigue aumentando la temperatura de operación de la pila para disminuir las pérdidas de los electrodos (sobrepotenciales) y electrolito (resistencia óhmica) [2].



La influencia de la temperatura sobre las pérdidas es más importante que sobre el potencial estándar, dependencia exponencial para las primeras y lineal en el segundo. Por tanto, el efecto neto es que el voltaje de operación aumenta con la temperatura para una intensidad constante. Este comportamiento se cumple para un amplio rango de densidades de corriente, excepto para las muy bajas, en la que las pérdidas son tan pequeñas que el efecto sobre el potencial estándar es dominante (ver **Figura B.7**).

B.10 EFECTO DE LA PRESIÓN SOBRE EL RENDIMIENTO

En la **Figura B.8** se observa que un aumento de presión a intensidad constante lleva asociado un incremento de tensión, siendo este aumento mayor para el salto de 1 a 3 bar que de 3 a 5 bar y así sucesivamente.

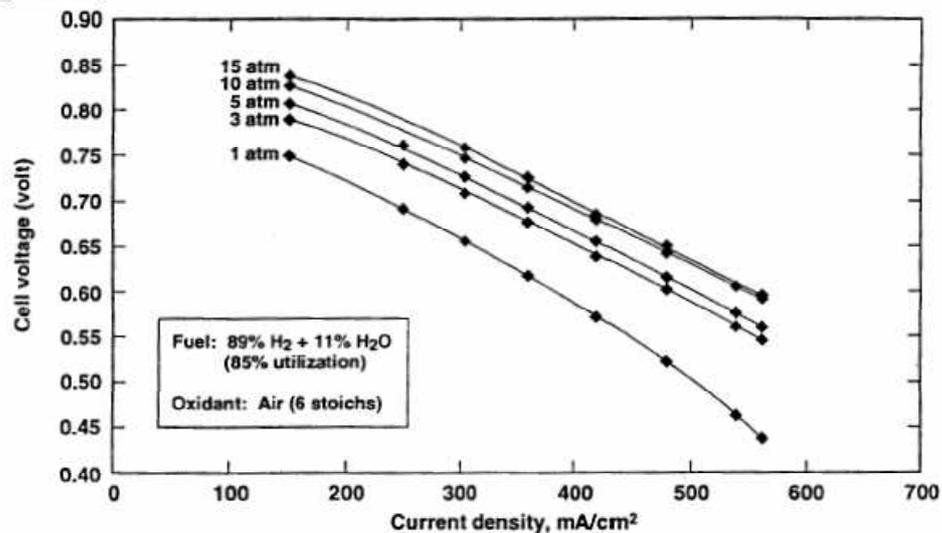


Figura B.8 Voltaje en función intensidad de corriente de una SOFC operando a 1000°C y a diferentes presiones de trabajo.

La tensión se incrementa con la presión porque el potencial de Nernst depende funcionalmente de este parámetro (ver **Ecuación B.27**), pero la dependencia al ser de tipo logarítmica se atenúa a medida que aumenta el nivel medio de presiones [2].

$$E = E_0 + \frac{RT}{n \cdot F} \cdot \ln \left(\frac{X_{H_2} X_{O_2}^{1/2}}{X_{H_2O}} \right) + \frac{RT}{2n \cdot F} \cdot \ln p \quad (\text{Ecuación B.27})$$



B.11 BIBLIOGRAFÍA

-
- [1] J. CLARET, F. MAS, F. SAGUÉS. Termodinámica Química i Electroquímica. Llibres de l'Índex. Universitat de BCN. ISBN 84-887561-83-5.
- [2] U.S. DEPARTMENT OF ENERGY OFFICE OF FOSSIL ENERGY NATIONAL ENERGY TECHNOLOGY LABORATORY P.O. Morgantown, West Virginia. Fuel Cell Handbook (Seventh Edition) By EG&G Technical Services, Inc. (2004).

