

# PROCESOS DE CAMBIO DE FASE EN SUSTANCIAS PURAS

Una sustancia que tiene una composición química fija en cualquier parte se llama sustancia pura. El agua, el nitrógeno, el helio y el dióxido de carbono, por ejemplo, son sustancias puras. Una sustancia pura no tiene que estar conformada por un solo elemento o compuesto químico. Una mezcla de varios de estos también califica como una sustancia pura siempre y cuando la mezcla sea homogénea. El aire, por ejemplo, es una mezcla de varios gases, pero con frecuencia se considera como una sustancia pura porque tiene una composición química uniforme.

Hay muchas situaciones prácticas donde dos fases de una sustancia pura coexisten en equilibrio. Algunos ejemplos son: el agua existe como una mezcla de líquido y vapor en la caldera y en el condensador de una termoeléctrica, y el refrigerante pasa de líquido a vapor en el congelador de un refrigerador.

Aunque muchos consideran al congelamiento del agua en las tuberías subterráneas como el proceso de cambio de fase más importante, la atención en esta sección se centra en la líquida y de vapor, así como en su mezcla. Como sustancia familiar, el agua se usa para demostrar los principios básicos. Sin embargo, es necesario recordar que todas las sustancias puras exhiben el mismo comportamiento general.

Surgen términos sobre los líquidos y gases si el agua existe como líquido a la temperatura y presión de saturación con una calidad cero, se denomina estado líquido saturado (monofásico). Si la temperatura del líquido es inferior a la temperatura de saturación

para la presión en el fluido, se conoce a eso como líquido subenfriado o líquido comprimido . El término subenfriamiento se refiere a un líquido que existe a una temperatura por debajo de su punto de ebullición normal. El vapor sobrecalentado es un vapor a una temperatura superior a su punto de vaporización (ebullición) a la presión absoluta donde se mide la temperatura, el vapor saturado está en equilibrio con agua calentada a la misma presión, no se ha calentado por encima del punto de ebullición para su presión (Çengel & Boles, 2009).

***Referencia:***

*Çengel, Y. A., & Boles, M. A. (2009). Termodinámica (M. Á. T. Castellanos (ed.); Sexta). McGraw-Hill.*