

- 11. Tenim 20 L de gas a 30 °C. Si augmentem la temperatura fins als 60 °C, és a dir, el doble, a pressió constant, tindrem el doble de volum?**

No, ja que s'està parlant de temperatures Celsius. La llei de Charles i Gay-Lussac fa referència i només és aplicable a temperatures absolutes o Kelvin. De fet, Charles i Gay-Lussac van comprovar que, a pressió constant, en augmentar la temperatura d'un gas un grau Celsius, el volum del gas augmentava en 1/273 parts el seu volum original. D'aquest fet experimental va sorgir una nova escala de temperatures, l'**escala absoluta** o **Kelvin**. Si resollem la qüestió:

$$T_1 = 30\text{ °C} = 303\text{ K}; T_2 = 60\text{ °C} = 333\text{ K}; V_1 = 20\text{ dm}^3$$

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} = K'$$

$$V_2 = \frac{V_1 \cdot T_2}{T_1} = \frac{20 \cdot 333}{303} = 21,98\text{ dm}^3$$

- 12. Sabem que a la pressió atmosfèrica normal de 101,3 kPa, l'aigua bull a 373 K. És aquesta la temperatura que té l'aigua quan bull dins d'una olla de pressió quan hi coem la verdura? Raona-ho.**

Dins d'una olla a pressió la temperatura d'ebullició és notablement superior a 100 °C. En haver-hi vapor d'aigua a pressió damunt de la interfase líquid-gas, la temperatura

d'ebullició és més alta; aquest fet fa que la cocció sigui més ràpida ja que la temperatura d'ebullició del líquid és més alta.

- 13. És certa l'afirmació que una disminució de la pressió exercida sobre un líquid fa que bulli a menys temperatura?**

Sí, en disminuir la pressió, les partícules de la superfície del líquid tenen més facilitat per passar a estat gasós. Aquest principi és el que s'utilitza en l'evaporació industrial.

- 14. És cert que, en augmentar la pressió exercida sobre un líquid, bull a més temperatura? Raona-ho.**

Sí. A les molècules de la interfase líquid-gas els costa molt més abandonar la fase líquida, ja que les molècules de la fase gasosa, en ser més nombroses i tenir molta més energia cinètica, ho impedeixen. Aquesta propietat s'utilitza en les olles de pressió i en els generadors de vapor industrials (calderes), on l'aigua sovint es fa bullir a més de 250 °C.

- 15. Un procés isotèrmic és el que es produeix a temperatura constant. La investigació d'aquest procés fou pionera dins l'estudi de les ciències empíriques (o experimentals). Boyle la va desenvolupar a Anglaterra, i Mariotte, a França.**

Si tenim 10 m³ d'aire a 150 kPa de pressió i 293 K de temperatura, quin volum ocuparan si s'expandeixen isotèrmicament (T constant) fins a 50 kPa?

50 kPa és un terç de 150 kPa; és a dir, hem disminuït la pressió tres vegades i, a més, el procés és isotèrmic. Per tant, si apliquem la llei de Boyle: ($p_1 V_1 = p_2 V_2$), el volum augmentarà tres vegades i passarà a ser de 30 m³.

16. Un procés isòbar és el que té lloc a pressió constant. La majoria de processos que duem a terme al laboratori o a la cuina es fan a pressió atmosfèrica, i, com que aquesta pressió és gairebé constant, aquests experiments es fan a pressió constant. L'hidrogen és un gas molt poc dens, molt menys que l'aire. És força inflamable. Com que és tan lleuger, en un principi s'aprofitava per omplir globus aerostàtics anomenats *dirigibles*. L'enorme risc d'incendi va provocar que s'abandonés la tècnica de volar amb hidrogen, i ara el substitueix l'heli.

Si disposem de 5 m³ de H₂ a 298 K i 8·10⁵ Pa, quin volum ocuparà si l'escalfem isobàricament (pressió constant) fins a 313 K?

Apliquem la llei de Charles: $V/T = k$ a pressió constant.

$$\frac{5 \text{ m}^3}{298 \text{ K}} = \frac{x}{313 \text{ K}} \rightarrow x = \frac{313 \cdot 5}{298} = 5,25 \text{ m}^3$$

17. Un procés isocor és el que s'efectua a volum constant. A la natura no són gaire freqüents. En canvi, en el món de la tecnologia química són molt habituals. Si disposem de 5 m³ de H₂ a 298 K i 8,00·10⁵ Pa, quina pressió assolirà si l'escalfem a volum constant (isocòricament) fins a 313 K?

Apliquem la llei de Gay-Lussac: $p/T = k$ a volum constant.

$$\frac{8 \cdot 10^5 \text{ Pa}}{298 \text{ K}} = \frac{x}{313 \text{ K}} \rightarrow x = \frac{8 \cdot 10^5 \cdot 313}{298} = 8,40 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

18. Calcula quina és la massa de nitrogen, N₂, i la quantitat d'aquesta substància que ocupa un volum de 10 L a una temperatura de 200 °C i 0,9 atm. ($R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} / (\text{mol} \cdot \text{K})$)

Apliquem l'equació d'estat dels gasos ideals:

$$pV = nRT = (m/M)RT$$

$$0,9 \text{ atm} \cdot 10 \text{ L} = \frac{M}{28,01 \text{ g/mol}} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} / \text{K} \cdot \text{mol} \cdot 473 \text{ K}$$

D'aquí deduïm: $m = 6,5 \text{ g N}_2$.

Ara podem calcular el nombre de mols de N₂ per factors de conversió:

$$6,5 \text{ g N}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol N}_2}{28,01 \text{ g N}_2} = 0,23 \text{ mol N}_2$$

