* 1. Cuanto más intensas son las interacciones intermoleculares, mayor temperatura se requiere alcanzar para lograr vencer esas interacciones y pasar a estado gaseoso. Así, de menor a mayor intensidad de interacciones, quedan: dinitrógeno, dioxígeno, ozono, sulfuro de hidrógeno, dióxido de carbono, dicloro, amoníaco, agua, diyodo, fósforo blanco.
	2. Al fósforo blanco

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| Sustancia | Fórmula molecular | Tfusión (°C) | Tebullición (°C) | Tipo/s de interacciones intermoleculares |
| (di)oxígeno  | O2 | -223 | -183 | London |
| ozono | O3 | -192,5 | -119,5 | London |
| (di)nitrógeno | N2 | -210 | -195,8 | London |
| Dióxido de carbono | CO2 | -78 | -57 | London |
| Agua | H2O | 0 | 100 | London, dipolo-dipolo puente de H |
| Sulfuro de hidrógeno | H2S | -85,5 | -60 | London, dipolo-dipolo |
| Amoníaco | NH3 | -78 | -33 | London, dipolo-dipolo, puente de H |
| Fósforo blanco | P4 | 44 | 277 | London |
| (di)yodo | I2 | 114 | 184 | London |
| (di)cloro | Cl2 | -101 | -34 | London |

* 1. Ese orden es correcto cuando las moléculas que comparamos son pequeñas, pero si las moléculas son voluminosas las interacciones de London sí pueden ser muy fuertes. Por ejemplo, entre las moléculas de diyodo o entre las de fósforo sólo hay interacciones de London, mientras que entre las moléculas de agua hay además ineteracciones dipolo-dipolo y puente de hidrógeno, pero como los puntos de ebullición del diyodo y del fósforo son más altos, las interacciones de London en esos casos deben ser muy fuertes. En una tabla periódica de radios atómicos podemos ver que el yodo y el fósforo son elementos que se encuentran más abajo que el H y el O en la tabla periódica, o sea que son más grandes y las moléculas que forman van a ser voluminosas, por eso las interacciones de London son fuertes en ese caso.
1. Entre las moléculas de sulfuro de hidrógeno habrá interacciones de London, más fuertes que las interacciones de London entre las moléculas de agua porque el átomo de O es más pequeño que el de S. Ambas son polares así que en ambos casos habrá interacciones dipolo-dipolo. Pero además, como el O es un elemento muy electronegativo, se dan las condiciones para que los O de las moléculas de agua interaccionen fuertemente con los H de otras moléculas de agua, formando puentes de H. Esto no puede ocurrir entre las moléculas de H2S porque el S no es tan electronegativo. Hay más atracción entre las moléculas de agua que entre las de sulfuro de hidrógeno y por eso las primeras se encuentran más condensadas.
	1. Entre las moléculas de CCl4 las interacciones deben ser más fuertes, por eso a temperatura ambiente están más juntas formando un líquido mientras que las de las otras sustancias como se atraen menos se mueven libremente, en estado gaseoso.
	2. Son todas moléculas no polares, sólo habrá entre ellas interacciones de London.
	3. Si miramos una tabla periódica de radios, podemos ver que el tamaño de los átomos de cloro es bastante mayor que el de los átomos de flúor y de hidrógeno, por lo tanto de las moléculas, las de tetracloruro de carbono son las más grandes, al ser más grandes las interacciones de London son más intensas.
2. Nuevamente tenemos tres sustancias formadas por moléculas muy parecidas, todas no polares. En los tres casos sólo habrá interacciones de London entre las moléculas. Las moléculas de I2 son más grandes que las de Br2, que son más grandes que las de Cl2 (se puede ver en una tabla periódica que yodo es más grande que bromo y bromo más grande que cloro). Las interacciones de London se vuelven más fuertes cuando más voluminosas son las moléculas, por eso entre las moléculas de diodo se atraen fuertemente que las de dibromo y estas más que las de dicloro.
	1. HF, HI, HBr, HCl

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Sustancia | Fórmula molecular | Temperatura de ebullición | Tipo/s de interacciones entre las moléculas |
| Fluoruro de hidrógeno | HF | 19,5°C | London, dip-dip, puente H |
| Cloruro de hidrógeno | HCl | -84,2°C | London, dip-dip |
| Bromuro de hidrógeno | HBr | -67,1°C | London, dip-dip |
| Yoduro de hidrógeno | HI | -35,1°C | London |

* 1. La tendencia observada se debe al crecimiento en la intensidad de las interacciones de London cuando más grandes se vuelven las moléculas. Puede verse que en este caso son incluso más fuertes que las interacciones dipolo-dipolo.
	2. Si bien las moléculas de HF son muy pequeñas, las interacciones entre ellas son las más fuertes. HF no sigue la tendencia de las otras tres sustancias y tiene un punto de ebullición muy alto debido a que se requiere vencer las interacciones por puente de hidrógeno para pasar a estado gaseoso, interacción que no se da entre las moléculas de las demás sustancias.