



ANUAL SAN MARCOS



www.aduni.edu.pe



QUÍMICA

FUERZAS INTERMOLECULARES Semana 13

www.aduni.edu.pe

ACADEMIA
ADUNI
ANUAL
SAN MARCOS

I. OBJETIVOS

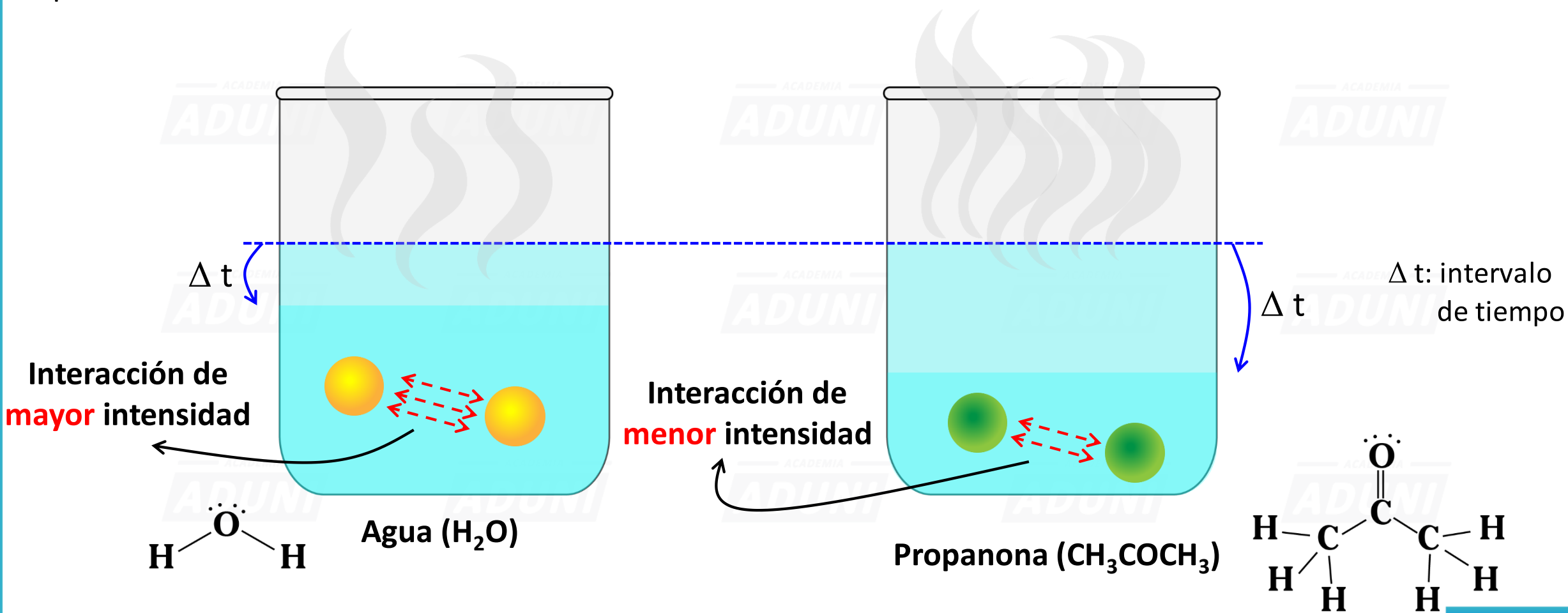
Los estudiantes, al término de la sesión de clase serán capaces de:

1. **Establecer** los tipos de fuerzas intermoleculares que se manifiestan entre las moléculas.
2. **Relacionar** las propiedades físicas con el tipo de fuerza intermolecular que presentan las sustancias moleculares.
3. **Comparar** la intensidad de estas interacciones entre dos o más sustancias moleculares diferentes.



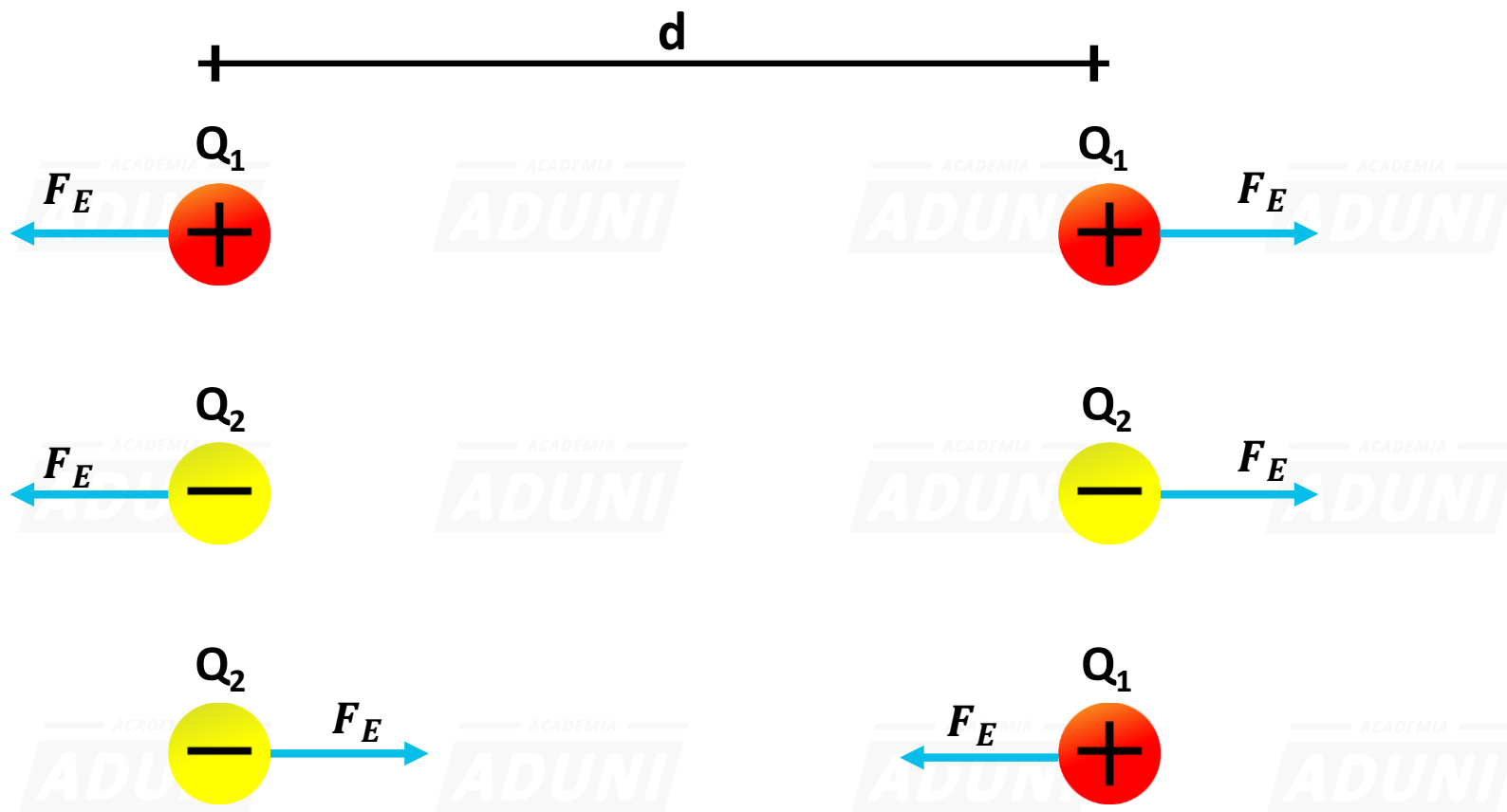
II. INTRODUCCIÓN

Los líquidos volátiles se vaporizan rápidamente en comparación con los menos volátiles, este caso se presenta al tener muestras de agua y propanona (acetona), es sabido la rápida vaporización de la acetona debido a la menor intensidad de las fuerzas intermoleculares, al considerar un mismo intervalo de tiempo (Δt) notamos que al final el nivel de acetona ha variado más.



LEY DE LAS CARGAS ELÉCTRICAS

La ley de **cargas** enuncia que las **cargas** de igual signo se repelen eléctricamente, mientras que las de diferente signo se atraen eléctricamente.



Q_1 y Q_2 son cargas eléctricas.

La **fuerza eléctrica** (F_E) tiene **relación inversa** con la distancia de separación de cargas y **relación directa** con las cargas.

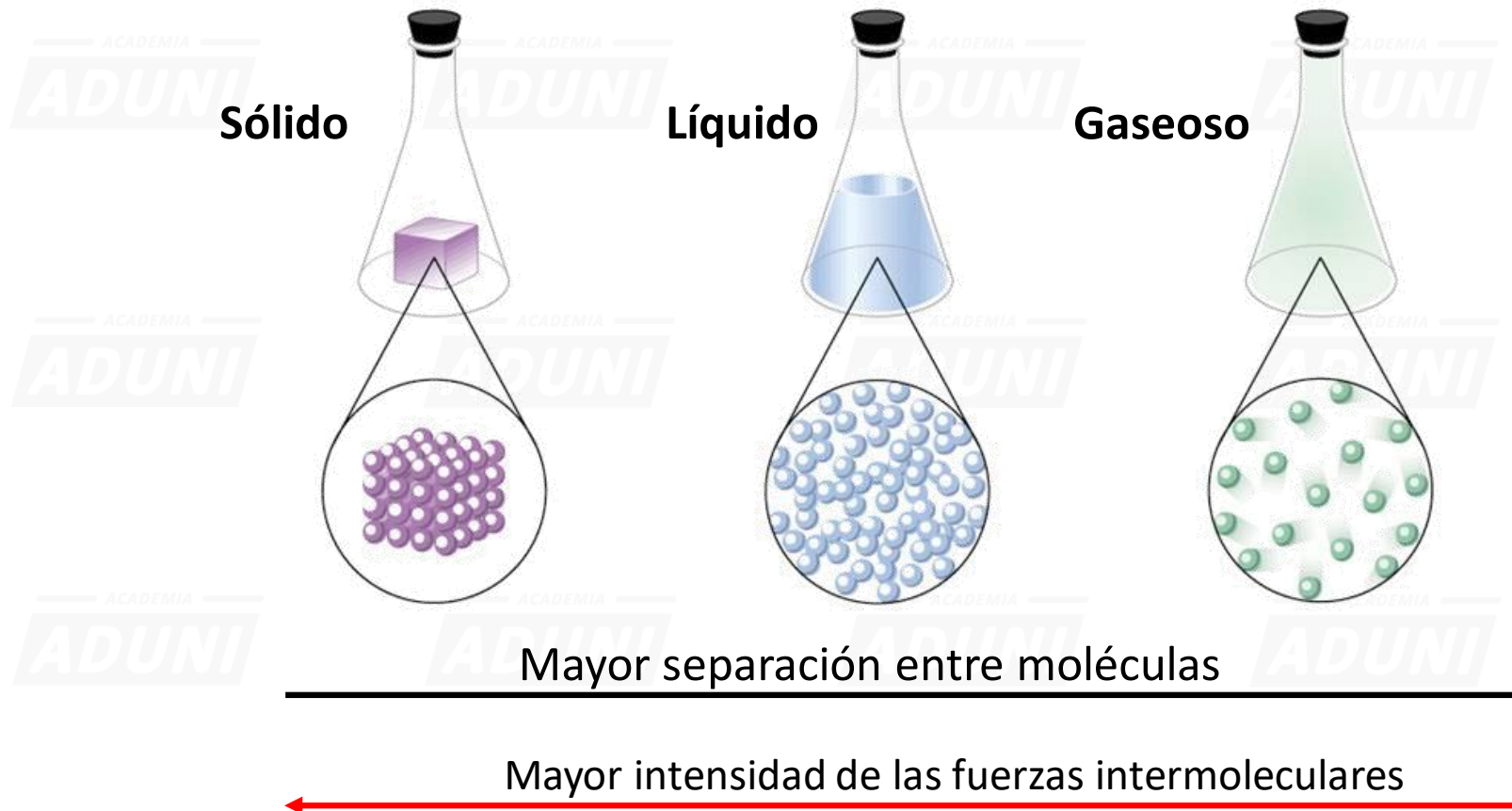
$$F_E = \frac{K|Q_1||Q_2|}{d^2}$$

K : Constante de Coulomb
 d : Distancia de separación de cargas

III. FUERZAS INTERMOLECULARES

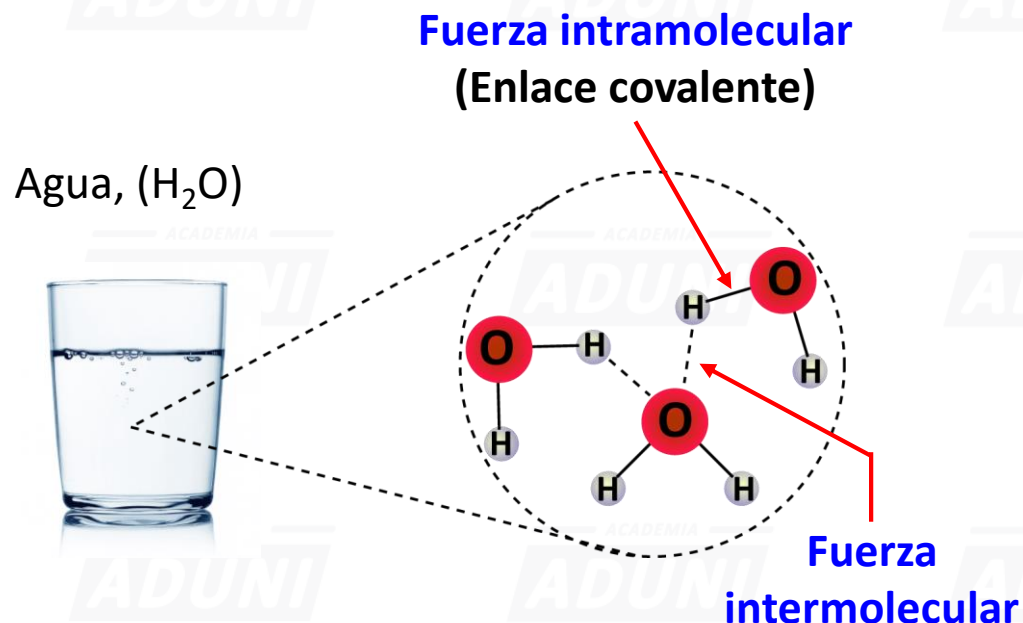
Son **fuerzas de atracción eléctrica** de corto alcance, que se establece entre moléculas idénticas o diferentes.

- Las fuerzas intermoleculares son más intensas en los **estados condensados** de la materia, es decir, el estado sólido y líquido, pero en el estado gaseoso son fuerzas débiles.



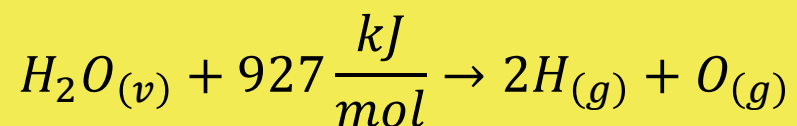
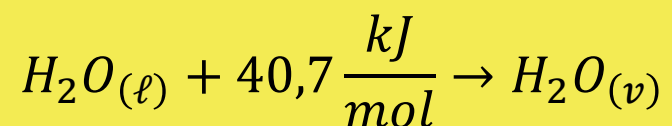
Notamos que cuando las interacciones son más intensas, las moléculas están más próximas y los estados sólido y líquido son los más probables.

Las **fuerzas intermoleculares** son menos intensas que las fuerzas intramoleculares (enlace covalente).



Entonces:

$$\left[\text{Fuerza intermolecular} \right] \ll \left[\text{Fuerza intramolecular} \right]$$



Se requiere solo 40,7 kJ de energía para vaporizar 1 mol de agua a 100 °C, mientras se necesita de 927 kJ de energía para disociar 1 mol de vapor de agua en átomos de hidrógeno y oxígeno, podemos concluir que es más fácil vaporizar el agua y romper sus fuerzas intermoleculares que disociar sus enlaces covalentes.

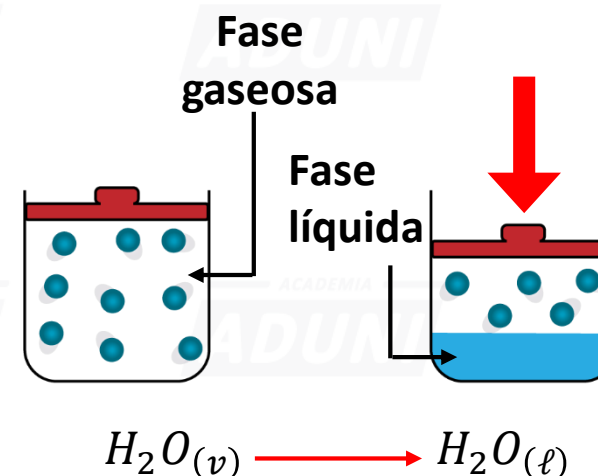
Las **fuerzas intermoleculares** permiten explicar las propiedades físicas (temperatura de ebullición, presión de vapor, viscosidad, volatilidad, licuación, solidificación, tensión superficial, etc.) y los cambios de fase de las sustancias covalentes.



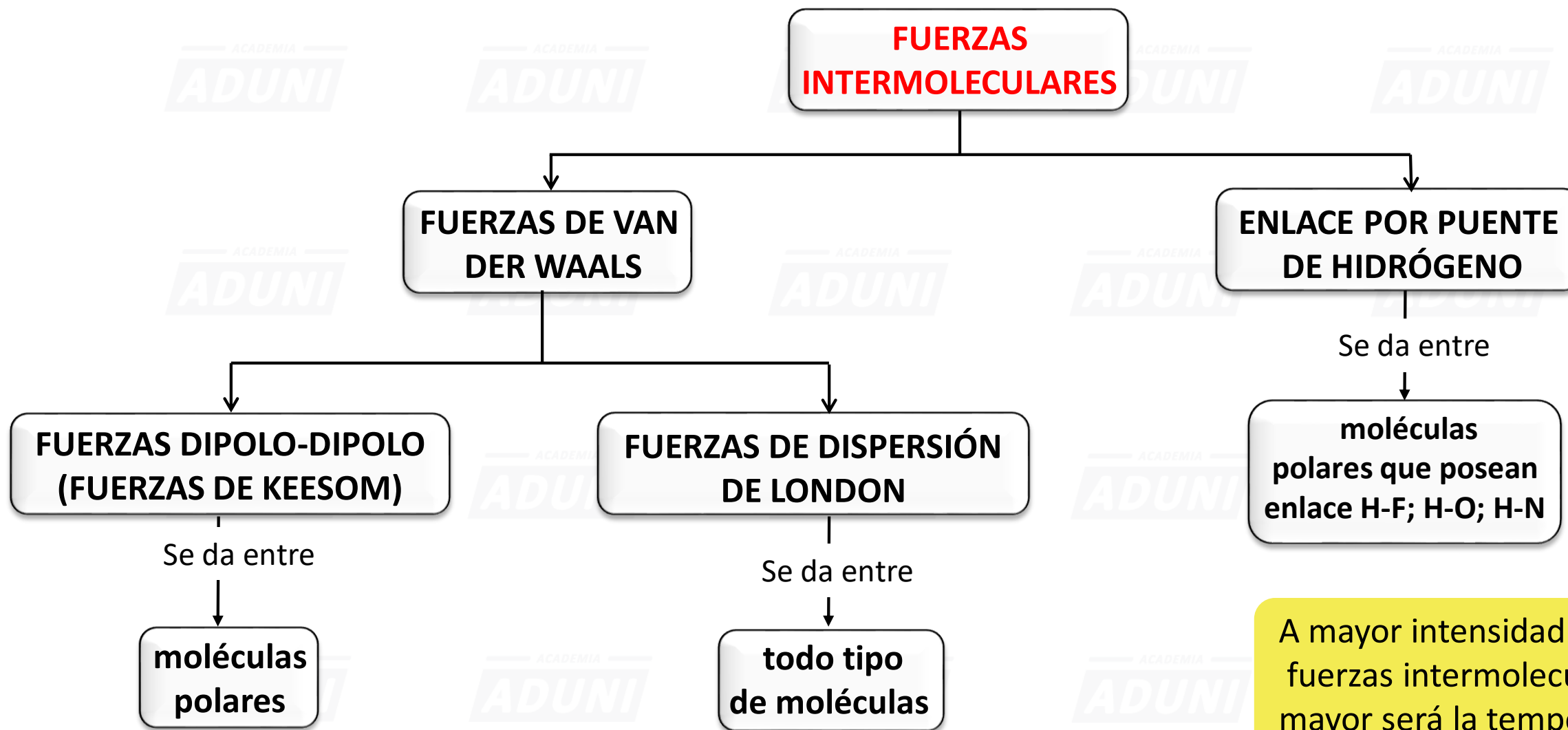
Temperatura \longleftrightarrow Relación inversa \longleftrightarrow Intensidad de la Fuerza intermolecular



Debido a las fuerzas intermoleculares superficiales en el agua, un insecto puede posar sobre el agua.

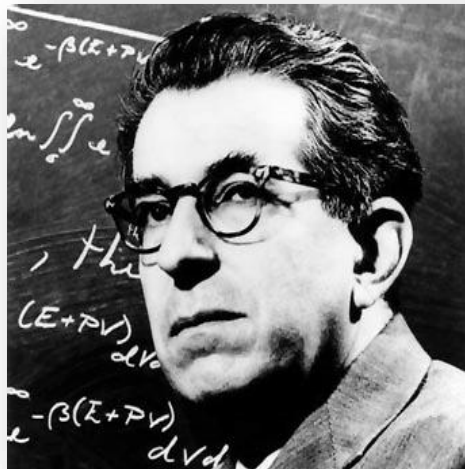


Debido a las fuerzas intermoleculares existentes en la fase gaseosa, es posible el proceso de licuación.



Aumenta la intensidad

A mayor intensidad de las fuerzas intermoleculares, mayor será la temperatura de ebullición.

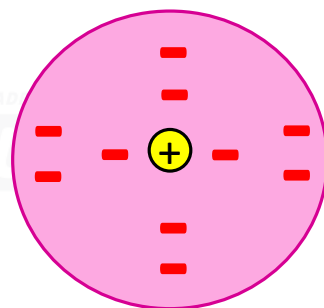


Fritz Wolfgang London (1900- 1954)

¿Cómo interactúan las moléculas apolares?

RESPUESTA
Mediante el
proceso de
polarizabilidad.
Veamos:

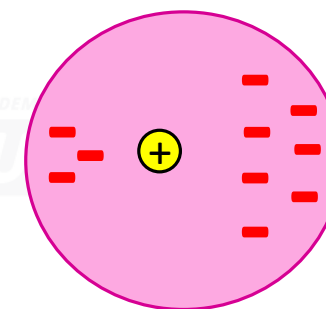
Molécula apolar



Ne

la mayor parte del tiempo
sus electrones rodean casi
uniformemente al núcleo.

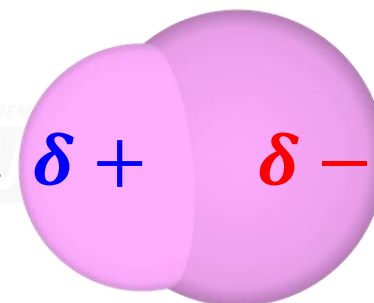
El movimiento de
electrones genera en
tiempos breves, la
concentración de
electrones en ciertas
regiones más que en
otras, formando así
dipolos instantáneos.



Ne

<>

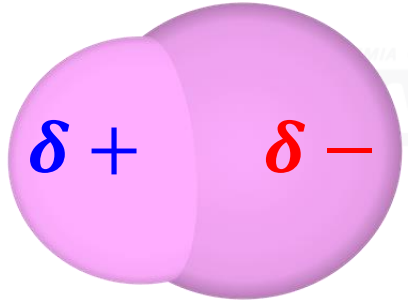
Dipolo instantáneo



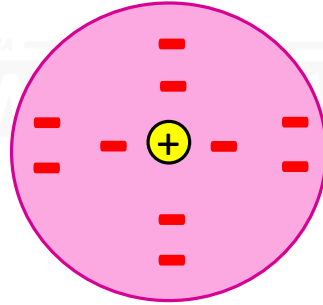
Ne

La distribución desigual o asimétrica
de los electrones, genera dipolos
temporales.

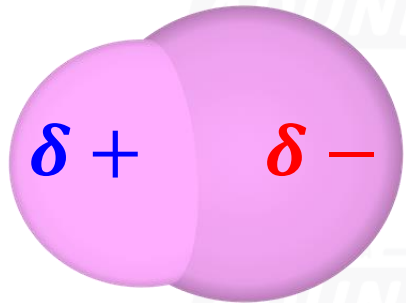
El dipolo instantáneo, al interactuar con otra molécula de neón:



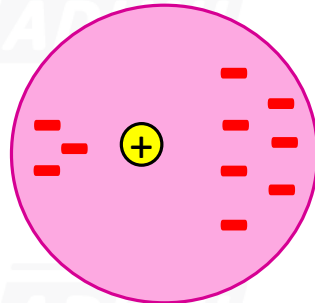
Dipolo instantáneo



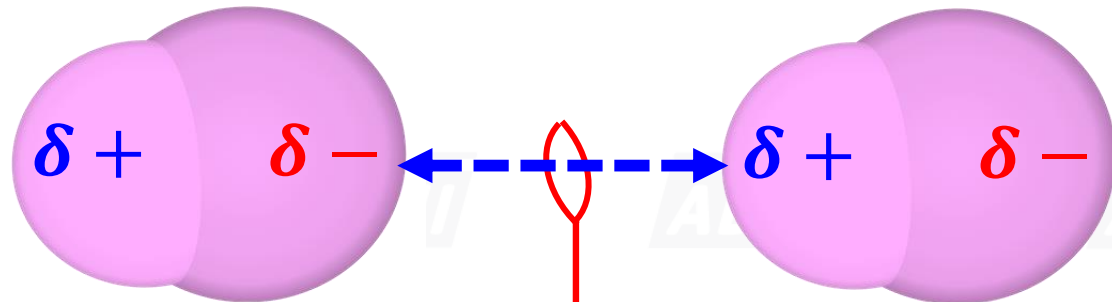
Molécula apolar



Dipolo instantáneo



Dipolo inducido



Dipolo instantáneo

F. LONDON

Dipolo inducido

- La facilidad con que la nube electrónica (contiene electrones polarizables), de una molécula puede distorsionarse se denomina **polarizabilidad**. Las moléculas más pequeñas son menos polarizables que las más grandes porque sus electrones están más cerca del núcleo y los mantienen más firmemente sujetos.
- La FL se establece entre un **dipolo instantáneo** y un **dipolo inducido**.

fuerza de London \longleftrightarrow RD

- $\#e^-$ (polarizables)
- *Tamaño de la molécula*
- *Peso molecular (PM)*

En moléculas apolares, a mayor número de electrones, mayor será la polarizabilidad, por consiguiente mayor será la intensidad de FL.

EJERCICIO 1.

¿Qué molécula presenta mayor intensidad de FL?



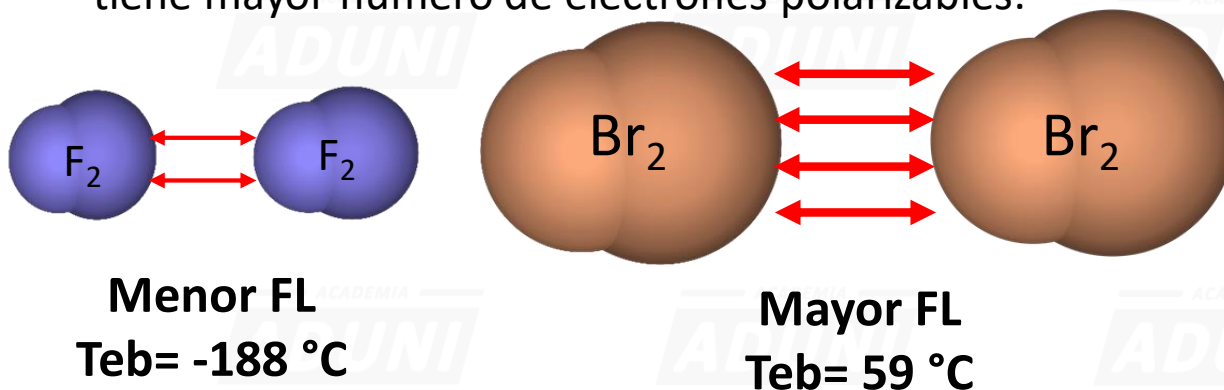
Número atómico (Z): F=9; Br=35

RESOLUCIÓN

- ✓ Son moléculas diatómicas homonucleares, por tanto, **apolares**.

Quiere decir, que solo interactúan por London.

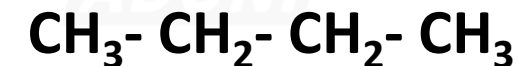
- ✓ La molécula de **bromo presenta mayor FL**, porque tiene mayor número de electrones polarizables.



EJERCICIO 2. ¿Qué molécula presenta mayor intensidad de FL?



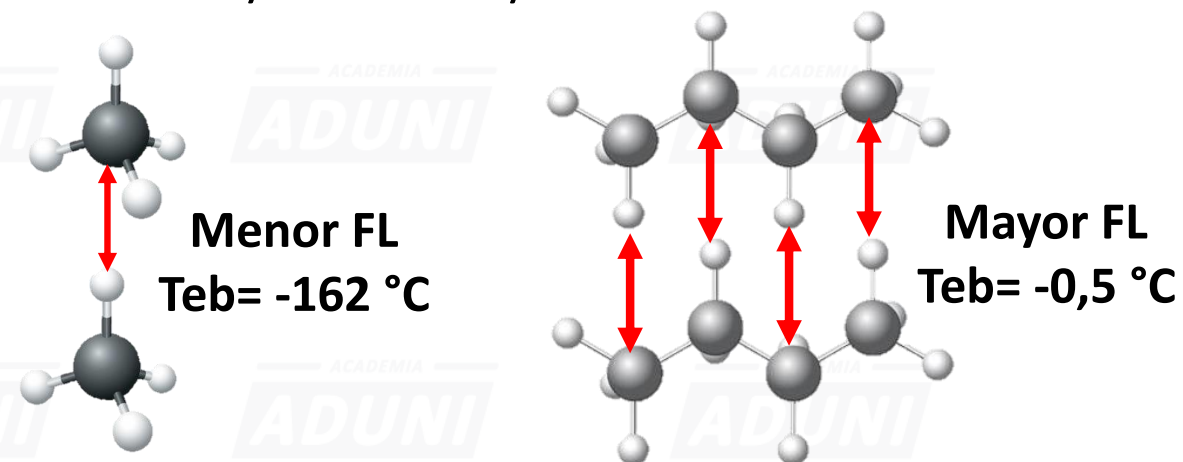
metano



butano

RESOLUCIÓN

- ✓ Son hidrocarburos, por tanto apolares, solo interactuarán por London.
- ✓ La molécula de **butano presenta mayor FL**, porque tiene mayor tamaño y más electrones.



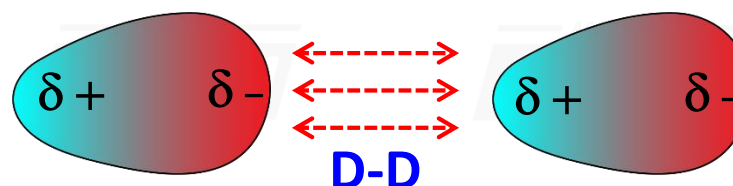
2. FUERZAS DIPOLO-DIPOLO (D-D)



Willem Hendrik Keesom
(1876 – 1956)

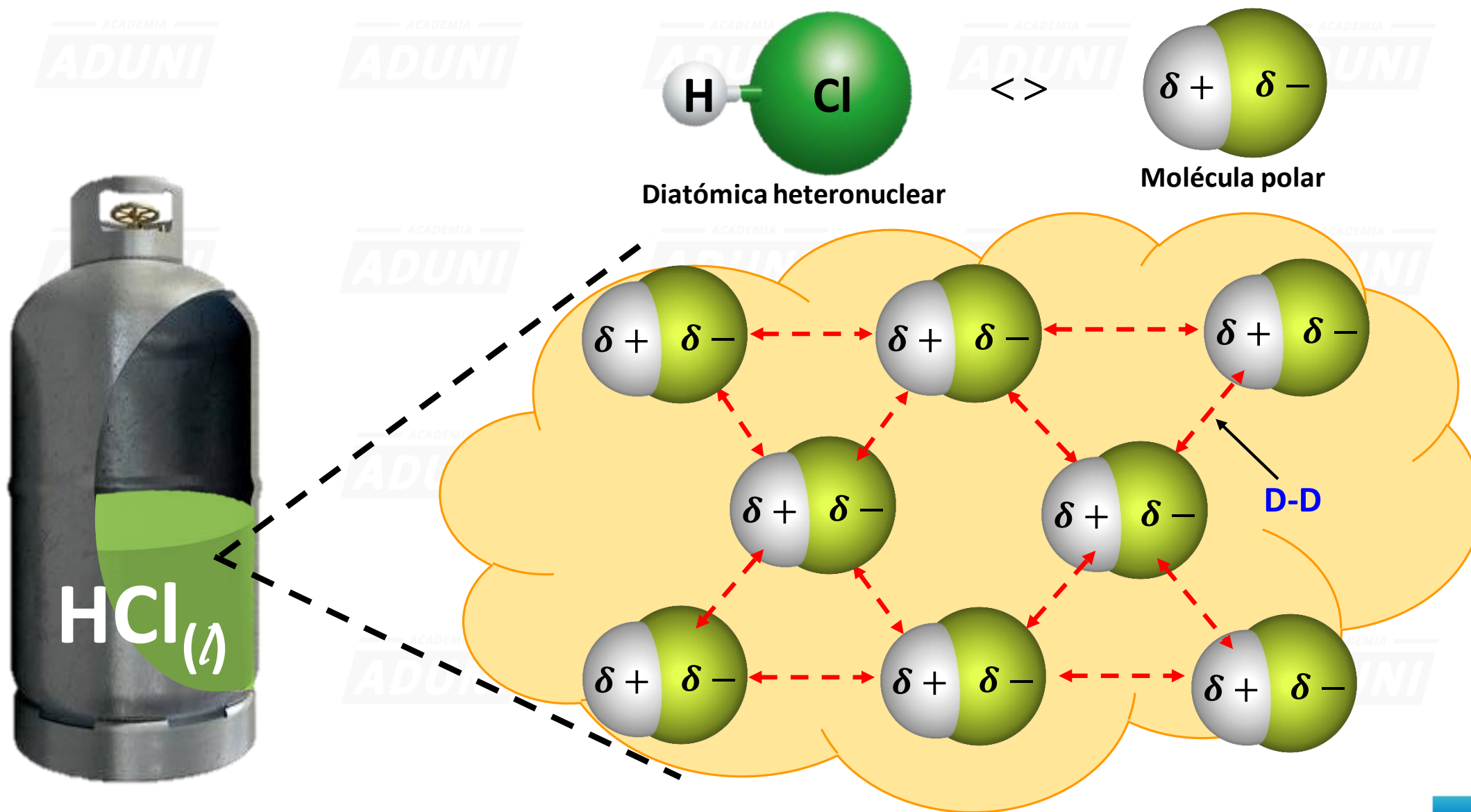
- Llamada también **fuerza de Keesom**.
- Las interacciones dipolo – dipolo se presenta solo entre moléculas **polares** y además que **NO presenten** enlaces interatómicos: $\text{H} - \text{F}$, $\text{H} - \text{O}$ ó $\text{H} - \text{N}$.
- Aquí las fuerzas eléctricas se dan por medio de los **dipolos permanentes**.
- Las moléculas unidas por dipolo – dipolo también están influenciadas por la fuerza de London.

Molécula
polar



Molécula
polar

Ejemplo: El cloruro de hidrógeno, HCl, dentro del balón se encuentra como gas y como líquido.



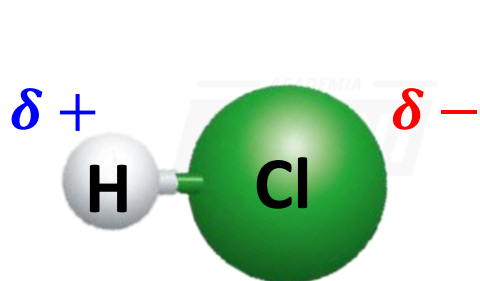
EJERCICIO 3

¿Cuál es el compuesto cuyas moléculas presentan mayor fuerza dipolo-dipolo?

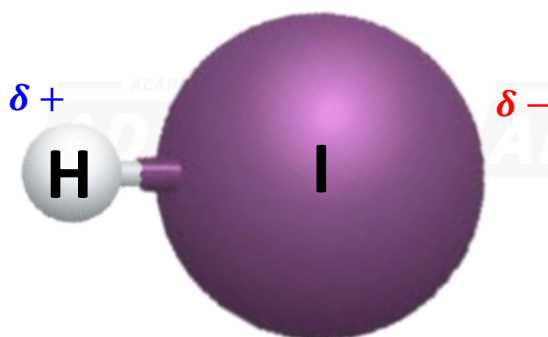


RESOLUCIÓN

- ✓ Son moléculas diatómicas heteronucleares, por tanto, **polares**; entonces interactúan mediante fuerzas dipolo-dipolo y FL
- ✓ Al ser diatómicas, los dipolos permanentes ($\delta +$ o $\delta -$) solo depende de su ΔEN , siendo **mayor en el HCl**.



Mayor ΔEN
 $(\Delta EN = 3,0 - 2,1 = 0,9)$
 Mayor Dipolo-dipolo

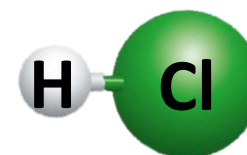


Menor ΔEN
 $(\Delta EN = 2,7 - 2,1 = 0,6)$
 Menor Dipolo- dipolo

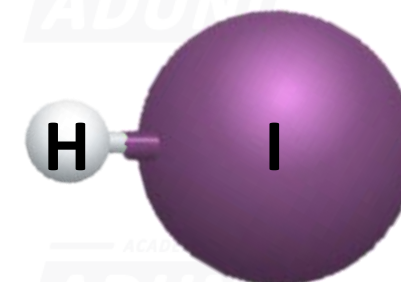
Experimentalmente se sabe que:

Teb (HI) > Teb (HCl), entonces ¿Cómo se explica esto?

- Si comparamos **dos moléculas polares con pesos moleculares muy diferentes**, se cumple que las fuerzas de London son más influyentes en la temperatura de ebullición que el dipolo-dipolo.
- Ello se explica porque la **molécula de elevado peso molecular**, la cual presentará átomos grandes, pesados y con mayor cantidad de electrones polarizables; desarrollará una elevada polarizabilidad en toda la superficie molecular, intensificando así la FL. Veamos:



Peso molecular= 36,5 uma
 Teb= - 85°C



Peso molecular= 128 uma
 Teb= - 35°C

EJERCICIO 4

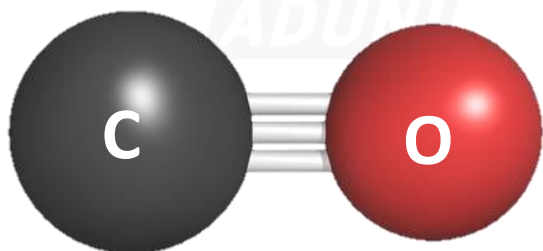
¿Qué sustancia presenta mayor atracción entre moléculas?

CO

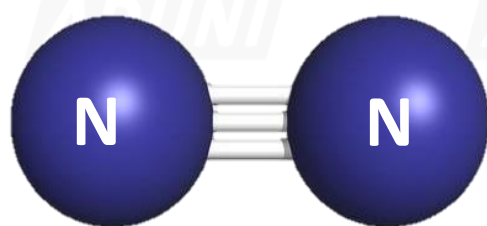
N₂

RESOLUCIÓN

- ✓ El CO es diatómica heteronuclear, por tanto, es **polar**.
El N₂ es diatómica homonuclear, por tanto, es **apolar**.
- ✓ El CO presentará D-D y London; mientras que el N₂ presentará solo London.



Presentará D-D y FL



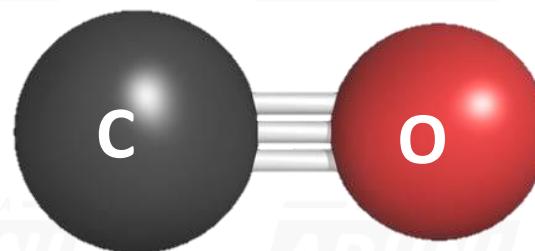
Presentará FL

RPTA: Mayor atracción entre moléculas lo presentará el CO.

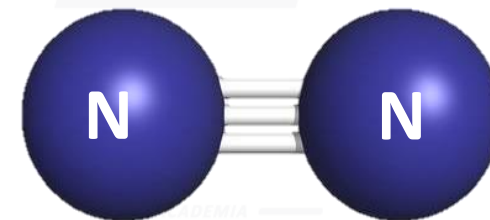


En moléculas con pesos moleculares iguales o muy cercanos, se afirma que las fuerzas de London serán casi similares en ambos, por tanto la temperatura de ebullición lo definirá aquel que presente dipolo-dipolo

Veamos:



Peso molecular= 28 uma
T. ebullición= -192°C



Peso molecular= 28 uma
T. ebullición= -196°C

3. ENLACE POR PUENTE DE HIDRÓGENO (EPH)



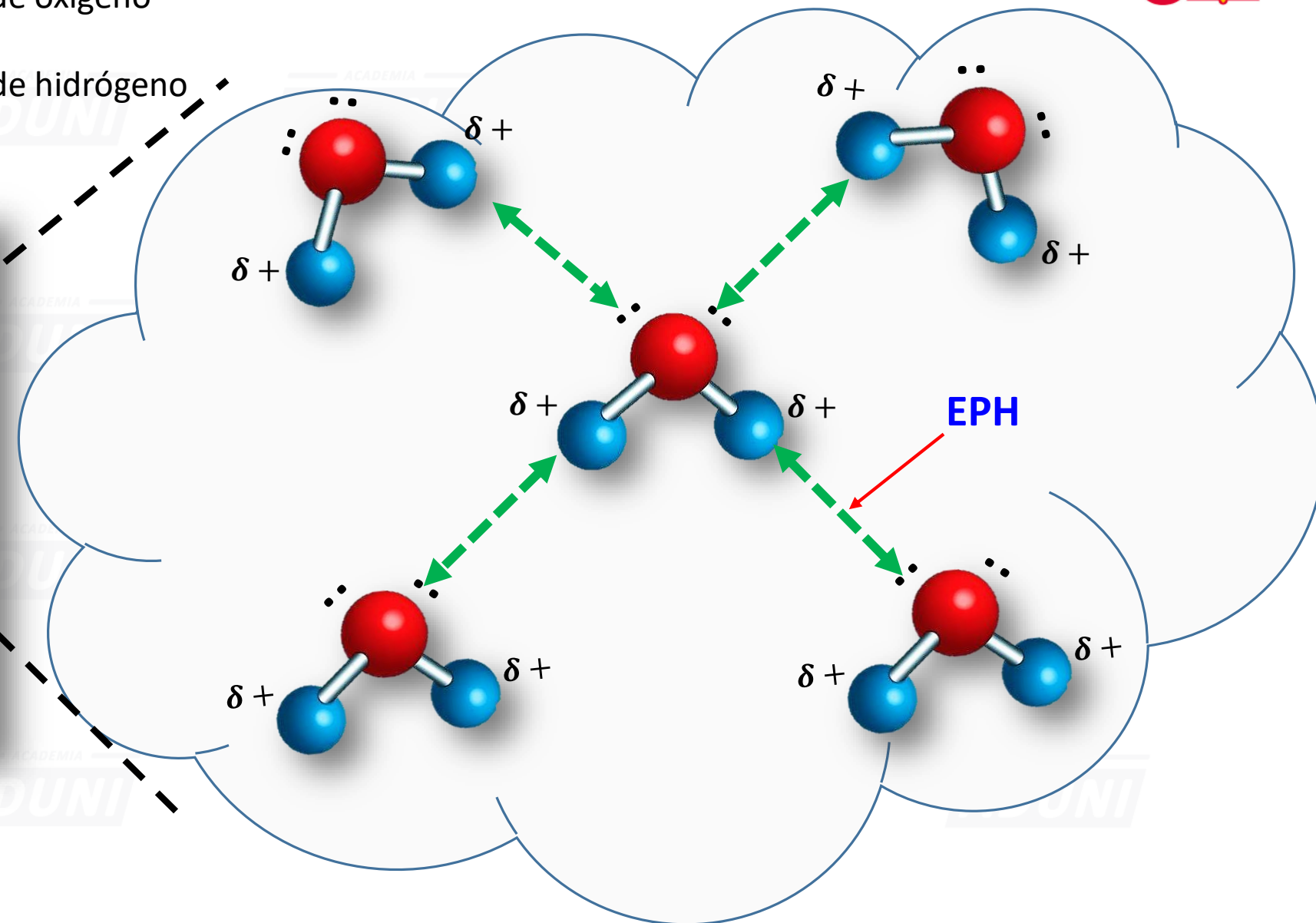


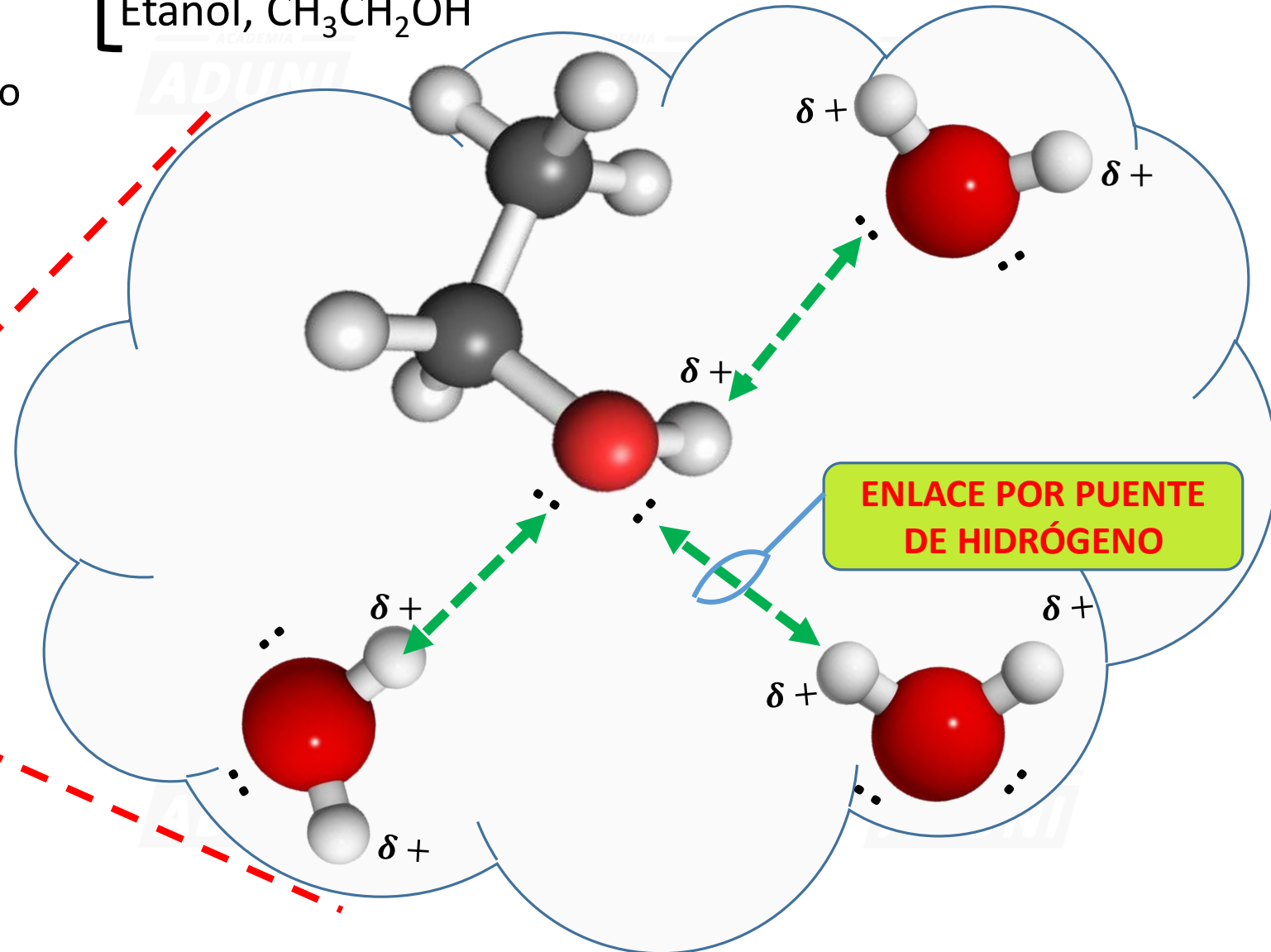
Wendell Mitchell Latimer
(1893 – 1955)



Worth Huff Rodebush
(1887 – 1959)

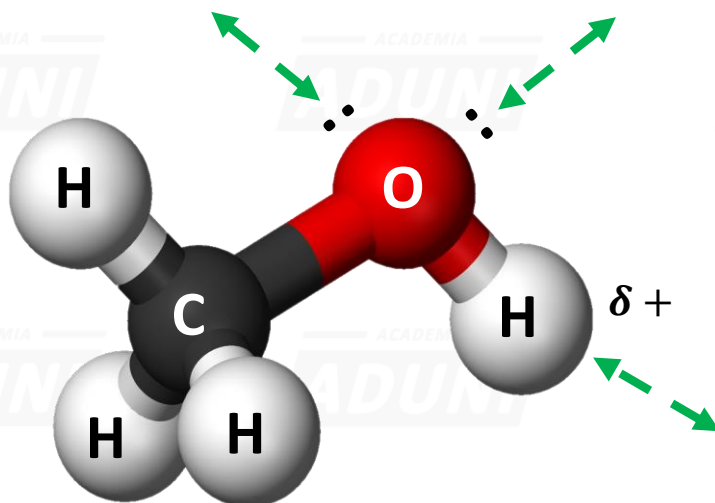
- Las sustancias moleculares que lo presentan se hacen denominar **líquidos asociados**, debido a su sobresaliente grado de cohesión.
- El enlace por puente de hidrógeno se manifiesta solo entre moléculas **polares** y que además **presenten enlaces interatómicos: $H - F$, $H - O$ ó $H - N$** .
- Aquí la fuerza eléctrica se da entre **el par libre de electrones del F, O ó N** de una molécula con el **átomo de hidrógeno** de elevada polaridad positiva de otra molécula.
- Las moléculas que se unen por enlace puente hidrógeno también están influenciadas por fuerzas de London.

 : Átomo de oxígeno : Átomo de hidrógeno**Ejemplo: agua**



Un dato importante en la comprensión de las propiedades físicas de las sustancias que presentan enlace por puente de hidrógeno (EPH), es conocer la **cantidad o número de EPH** que se formarán por molécula.

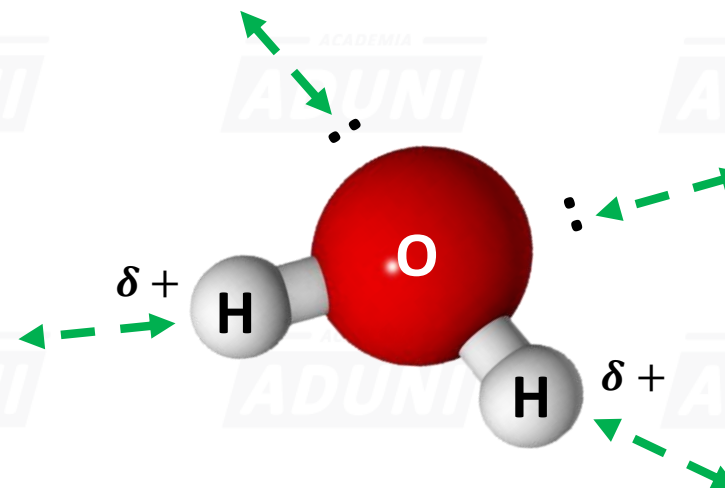
Ejemplo: metanol (CH_3OH)



3 enlaces puente hidrógeno

T. ebullición= 65°C

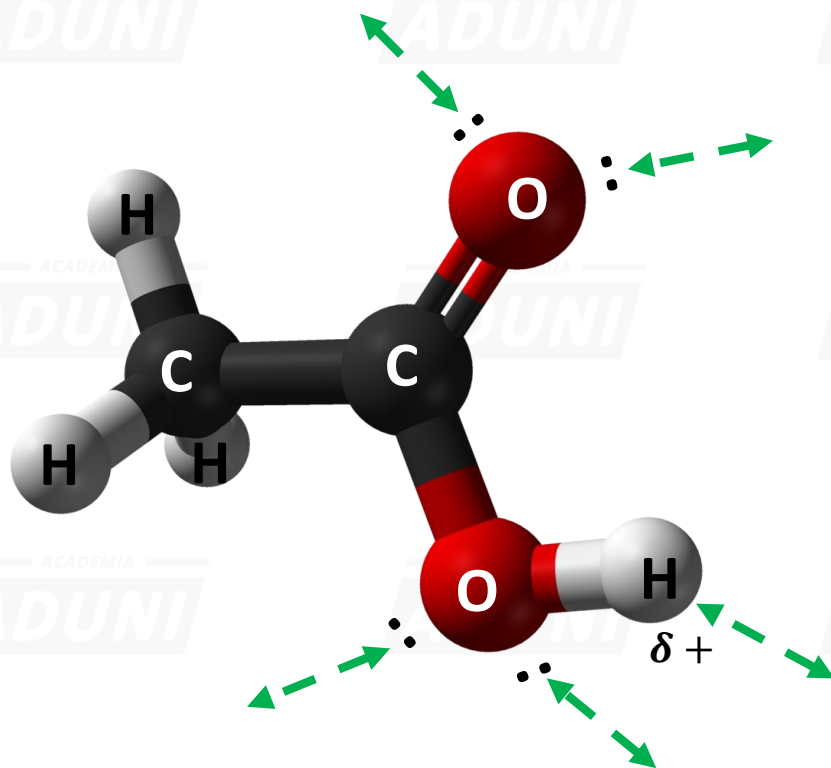
Ejemplo: agua (H_2O)



4 enlaces puente hidrógeno

T. ebullición= 100°C

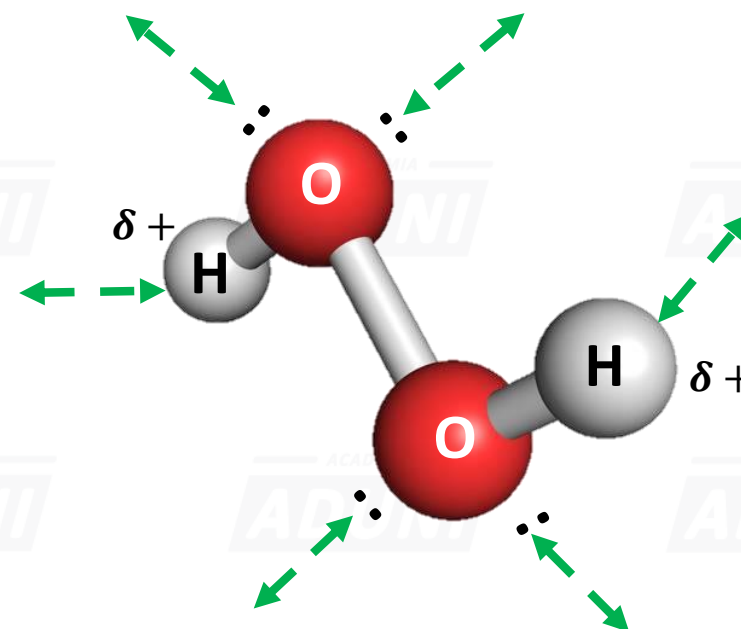
EJEMPLO: ácido acético (CH_3COOH)



5 enlaces puente hidrógeno

T. ebullición= 118°C

EJEMPLO: peróxido de hidrógeno (H_2O_2)

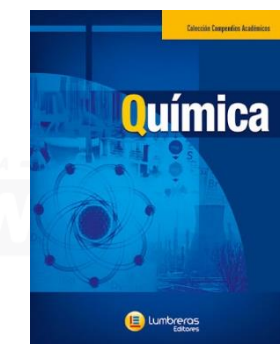
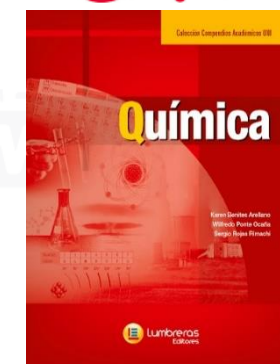


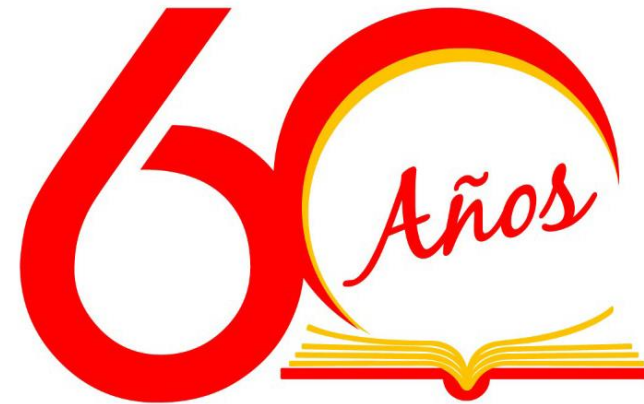
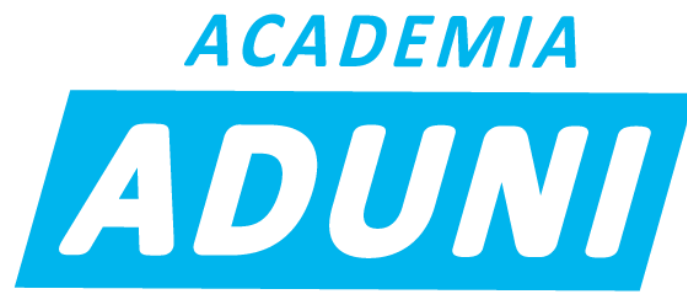
6 enlaces puente hidrógeno

T. ebullición= 151°C

VI. BIBLIOGRAFÍA

- **Química, colección compendios académicos UNI; Lumbreras editores**
- **Química, fundamentos teóricos y aplicaciones; 2019 Lumbreras editores.**
- **Química, fundamentos teóricos y aplicaciones.**
- **Química esencial; Lumbreras editores.**
- **Fundamentos de química, Ralph A. Burns; 2003; PEARSON**
- **Química, segunda edición Timberlake; 2008, PEARSON**
- **Química un proyecto de la ACS; Editorial Reverte; 2005**
- **Química general, Mc Murry-Fay quinta edición**





www.aduni.edu.pe

