



ANUAL SAN MARCOS



www.aduni.edu.pe



QUÍMICA

ENLACE QUÍMICO II
Semana 11

www.aduni.edu.pe

ACADEMIA
ADUNI

ANUAL
SAN MARCOS

I. OBJETIVOS

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

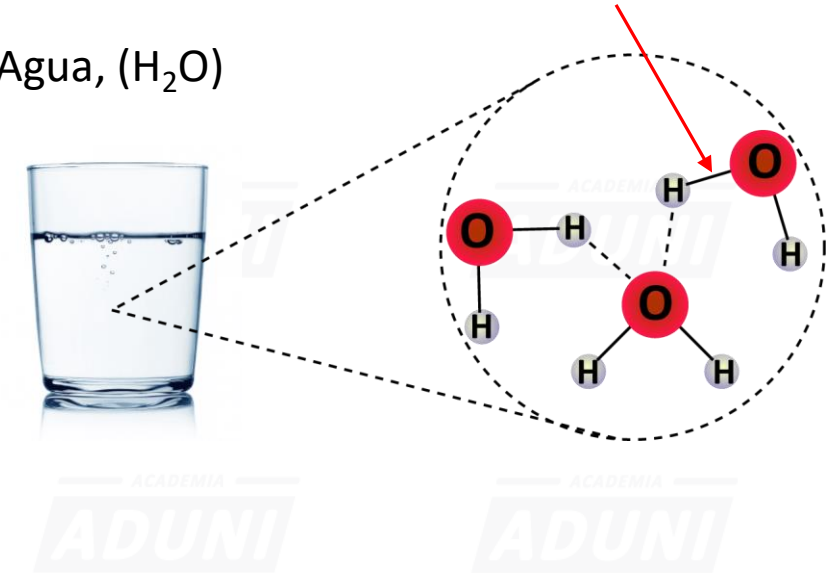
1. **Comprender** como se forma el enlace covalente y comparar con el enlace iónico.
2. **Aplicar** los pasos para establecer la estructura de Lewis de las sustancias covalentes.
3. **Identificar** el tipo de enlace covalente, de acuerdo al criterio de clasificación.



II. INTRODUCCIÓN



Agua, (H₂O)

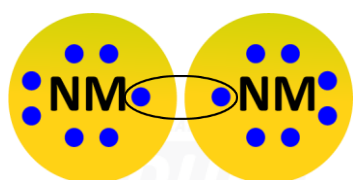


La unión entre los paracaidistas en esta formación de caída libre es análoga al enlace covalente de los átomos entre sí, lo que confiere a cada molécula una distribución de sus átomos, una forma y un conjunto de propiedades específicas.

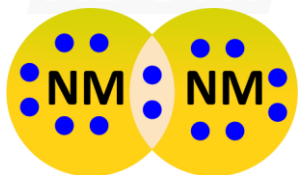
III. ENLACE COVALENTE

Es aquella fuerza de atracción **principalmente eléctrica** que resulta de la compartición de uno o más pares de electrones de valencia entre dos átomos, se establece generalmente entre elementos **no metálicos**.

En general:

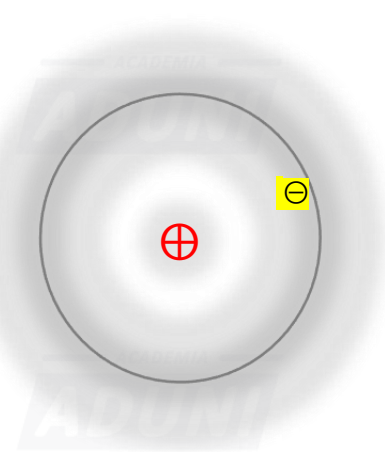


Compartición
de electrones

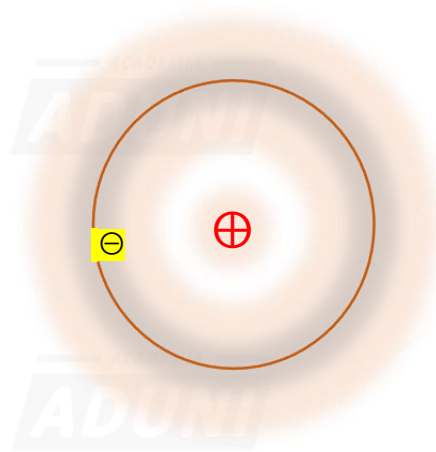


Enlace covalente

NM es un no metal



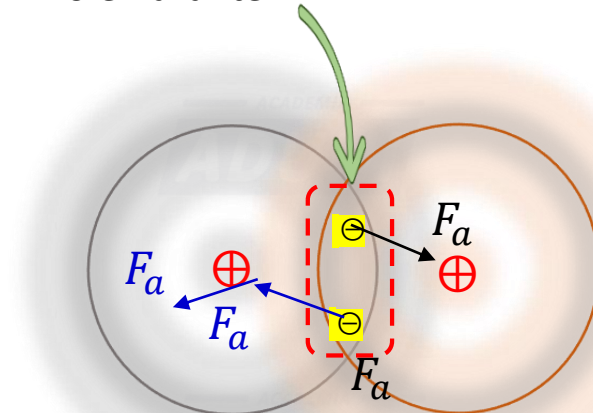
${}_1\text{H}$



${}_1\text{H}$



Par electrónico compartido
o enlazante



$\text{H} - \text{H}$

Al par electrónico compartido de la molécula se le llama **enlace covalente**.

Las atracciones entre el núcleo y los electrones son mayores que las repulsiones núcleo-núcleo y electrón-electrón, lo que da por resultado una fuerza neta de atracción que mantiene unidos a los átomos.

IV. CARACTERÍSTICAS GENERALES DE LOS ENLACES COVALENTES

1. Se presenta *generalmente* entre elementos no metálicos.



2. Se forma por compartición de electrones.

EJEMPLO

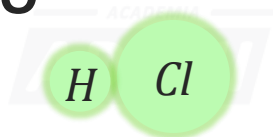
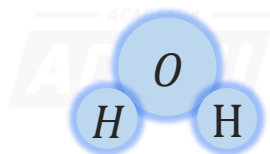
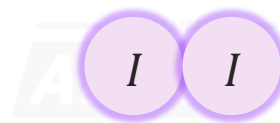


3. Entre los átomos enlazantes, se cumple por lo general $\Delta EN < 1,7$

$$\Delta EN(HCl) = EN(Cl) - EN(H) = 3,0 - 2,1 = 0,9 < 1,7$$

4. Forman unidades estructurales denominadas moléculas.

EJEMPLO

Molécula de HCl Molécula de H_2O Molécula de I_2

Una **molécula** es un conglomerado eléctricamente neutro de dos o más átomos unidos por pares electrónicos compartidos (enlace covalente). Una sustancia compuesta de moléculas se le llama sustancia molecular.

V. CLASIFICACIÓN DE LOS ENLACES COVALENTES

1. SEGÚN LA CANTIDAD DE PARES ELECTRÓNICOS COMPARTIDOS

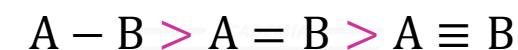
1.1 Simple: Entre dos átomos, solo se comparten un par electrónico.



EJEMPLO: F_2

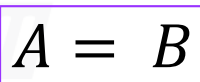


La **longitud de enlace** es la distancia entre los núcleos, en la que las fuerzas netas de atracción se maximizan y la molécula es más estable.



1.2 Múltiple: Entre dos átomos, solo se comparten dos o tres pares electrónicos.

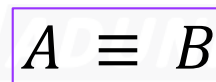
Doble



EJEMPLO: O_2



Triple

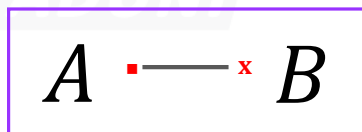


EJEMPLO: N_2

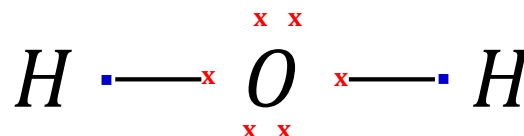


2. SEGÚN LA CANTIDAD DE ELECTRONES APORTADOS PARA LA FORMACIÓN DEL PAR ENLAZANTE

2.1 Normal: Ambos átomos aportan un electrón cada uno para formar el par enlazante.



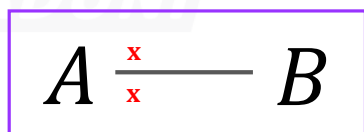
EJEMPLO: H_2O



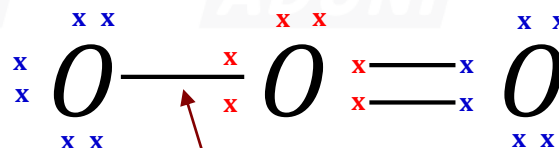
Tiene

- Dos enlaces normales.
- Dos pares libres.

2.2 Dativo o coordinado: Solo uno de los dos átomos aporta el par de electrones para formar el par enlazante.



EJEMPLO: O_3



Enlace dativo o coordinado

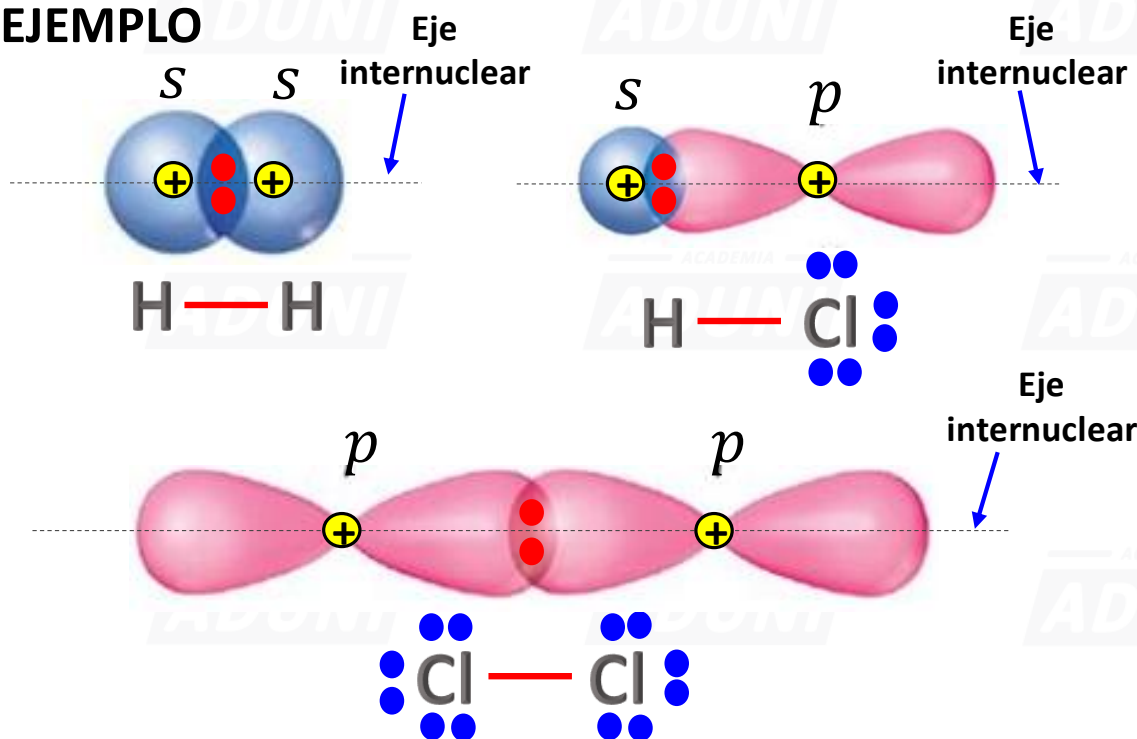
Tiene

- Un enlace dativo.
- Dos enlaces normales.
- Seis pares libres

3. SEGÚN LA SUPERPOSICIÓN O TRASLAPE DE LOS ORBITALES ATÓMICOS

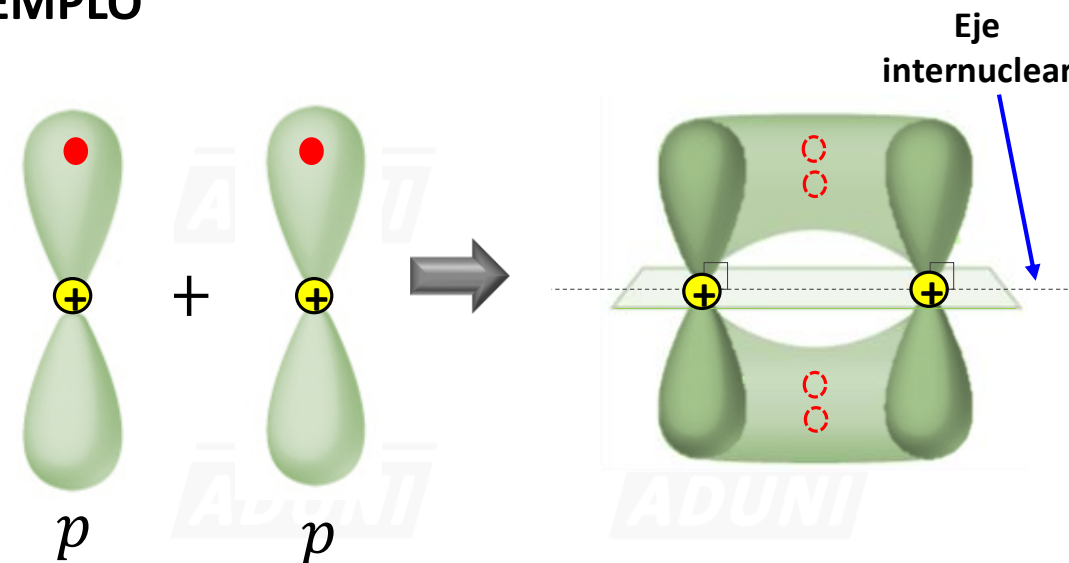
3.1) Enlace sigma (σ): Resulta del solapamiento o traslape frontal de orbitales atómicos, por lo tanto el par enlazante (2 e- compartidos) se encuentra en el eje internuclear, de ahí que el enlace sigma sea una unión de mayor intensidad.

EJEMPLO

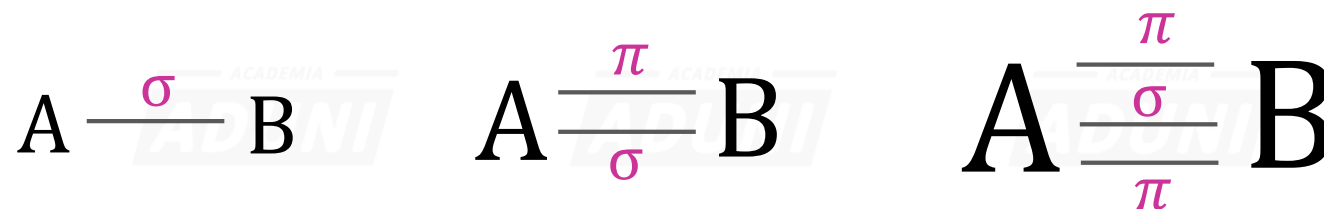


3.2) Enlace pi (π): Resulta del solapamiento o traslape lateral de orbitales atómicos p, por lo tanto el par enlazante (2 e- compartidos) se puede encontrar a ambos lados del eje internuclear, de ahí que el enlace pi sea una unión de menor intensidad.

EJEMPLO



Ten presente la siguiente regla práctica para reconocer a los enlaces σ y π .

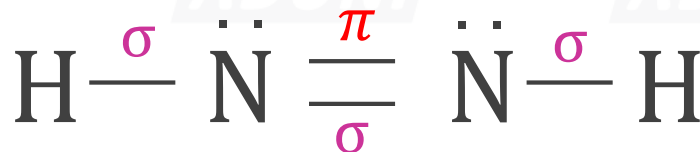


EJEMPLO

determine los enlaces sigma (σ) y pi (π) en la siguientes estructuras moleculares.



Estructura de Lewis

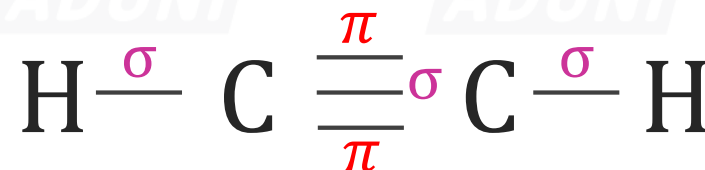


$$\sigma = 3$$

$$\pi = 1$$



Estructura de Lewis



$$\sigma = 3$$

$$\pi = 2$$

4. SEGÚN LA DIFERENCIA DE ELECTRONEGATIVIDADES

4.1 enlace apolar o no polar Es aquel enlace que se forma cuando la diferencia de electronegatividades es igual a cero, la compartición es equitativa y el enlace es simétrico. Ejemplo: Cl_2



Cuando eso ocurre, el enlace se denomina no polar, apolar o covalente puro

4.2 Enlace polar Es aquel enlace que se forma cuando la diferencia de electronegatividades es diferente de cero, aquí la compartición es no equitativa y el enlace es asimétrico. Ejemplo: HCl



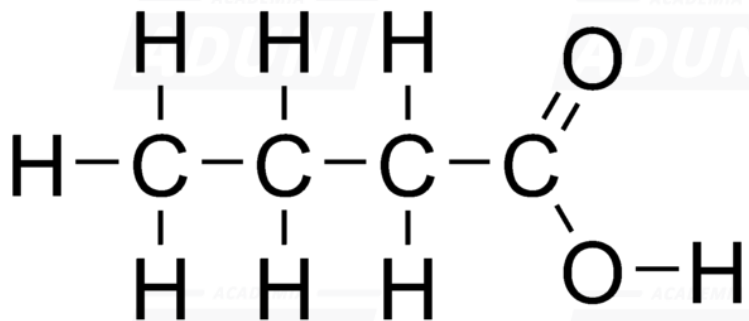
$$\begin{aligned}
 EN(Cl) - EN(H) &= 3,0 - 2,1 && \text{(dipolo eléctrico)} \\
 &= 0,9 \neq 0
 \end{aligned}$$

$EN(Cl) > EN(H)$; esto genera una mayor densidad electrónica cerca del cloro lo que expresamos mediante las cargas parciales.

$\pm\delta$: cargas parciales

EJERCICIO

El ácido butírico, se encuentra en algunas grasas en pequeñas cantidades, como la mantequilla. Si la estructura Lewis es:



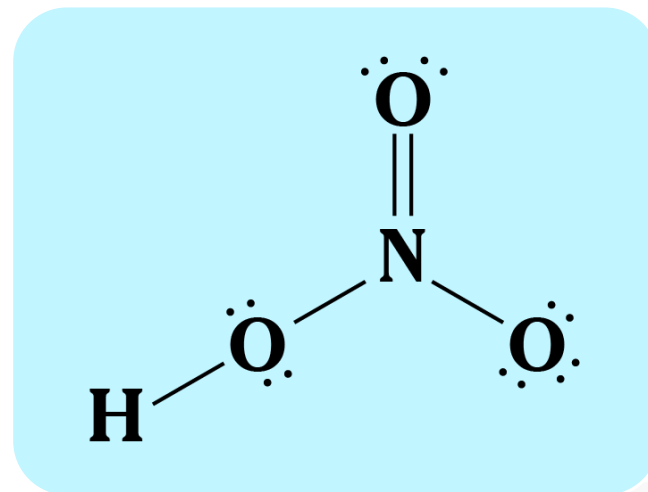
Para 1 molécula indique lo siguiente:

El número de enlace apolares: **3**

El número de enlace polares: **10**

EJERCICIO

El ácido nítrico HNO_3 , es un compuesto liquido, si la estructura Lewis es:



En 1 molécula determine

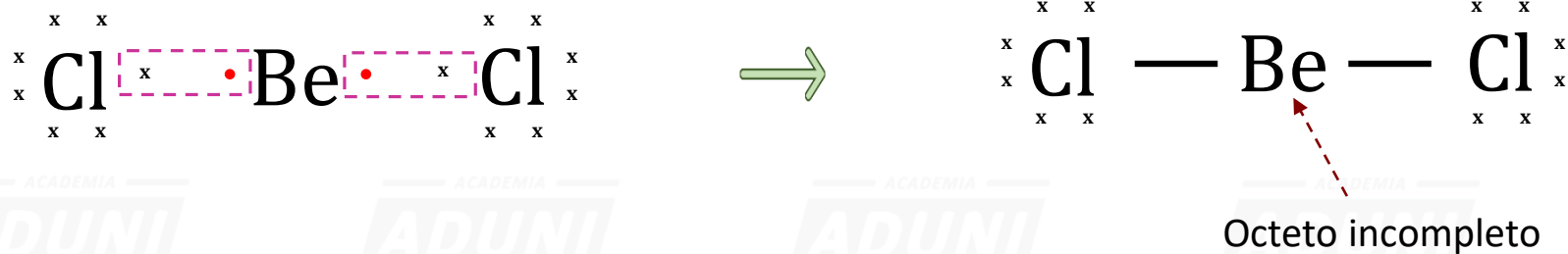
# E. simple	3
#E. múltiple	1

# E. normal	4
#E. dativo	1

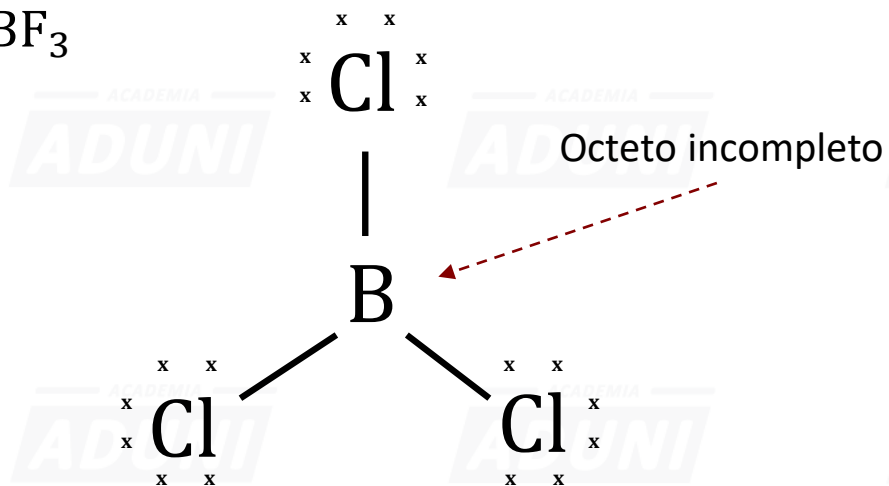
# E. polar	4
#E. apolar	0

VI. ESTRUCTURA DE LEWIS DE MOLÉCULAS CON ANOMALÍAS EN EL OCTETO ELECTRÓNICO

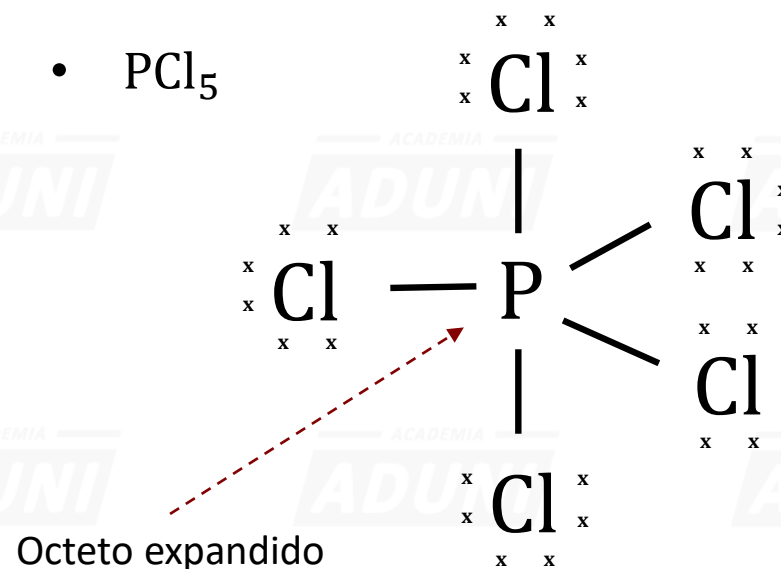
- BeCl_2



- BF_3

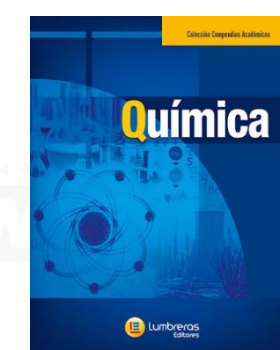
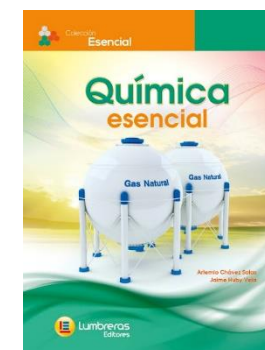


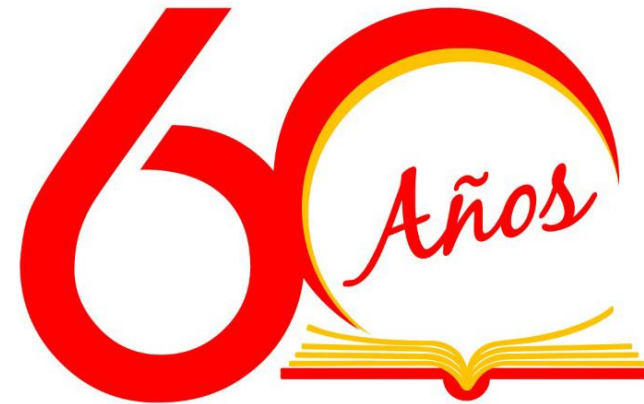
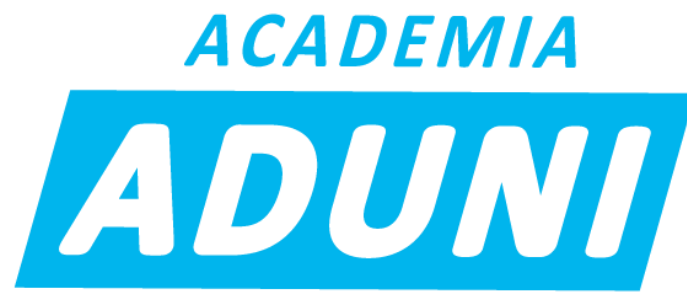
- PCl_5



VII. 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

