

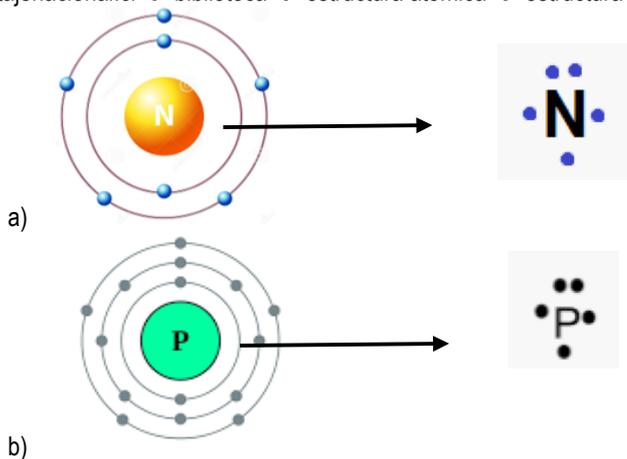


SOLUCIONARIO GUÍA N°7 DEL 18 AL 22 DE MAYO
CUARTO MEDIO "QUÍMICA"

ACTIVIDAD: Completa el siguiente cuadro.

Elemento	Numero Atómico (Z)	Numero Másico (A)	Protones	Neutrones (RESTAR A-Z)	Electrones	¿Ganó o perdió electrones?
Cu ⁺²	29	63,5	29	34	32	Perdió 2 electrones
S ⁻²	16	32	16	16	18	Gano 2 electrones
Na ⁺	11	23	11	12	10	Perdió 1 electron
N ⁻³	7	14	7	7	10	Gano 3 electrones
F ⁻	9	19	9	10	10	Perdió 1 electron

ACTIVIDAD. Desarrolla las estructuras de Lewis para los siguientes átomos. Puedes apoyarte entrando a puntajenacional.cl → biblioteca → estructura atómica → estructura de Lewis

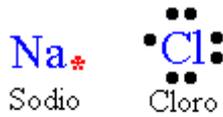


	¹⁵ P	⁸ O	¹⁰ Ne	⁹ F ⁻	²⁰ Ca ⁺²
Configuración Electrónica	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ³	1s ² 2s ² 2p ⁴	1s ² 2s ² 2p ⁶	1s ² 2s ² 2p ⁶	1s ² 2s ² 2p ⁶
Estructura de Lewis					[Ca] ²⁺

ACTIVIDAD

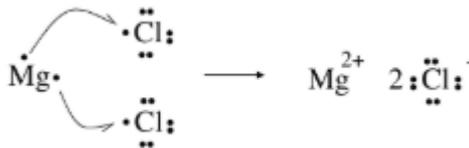
Verifica que los siguientes compuestos presentan enlace iónico.

a) NaCl



, como Na solo tiene un electrón de valencia, prefiere cederlo al cloro, ya que como tiene 7 electrones de valencia solo le falta 1 para ser estable

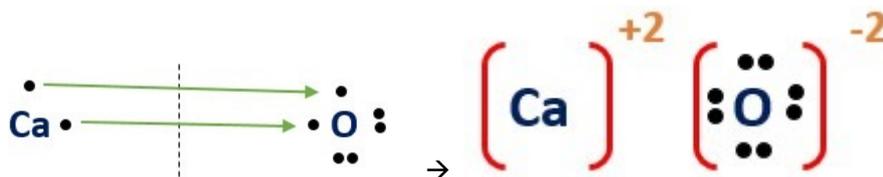
b) MgCl₂



El Mg presenta 2 electrones de valencia, por lo que prefiere ceder sus electrones al cloro, pero como el cloro tiene 7 electrones de valencia le falta solo 1 para completar el octeto, entonces con 2 átomos de cloro puede recibir un electrón cada uno como se muestra en la imagen.

El átomo que pierde los electrones siempre queda con carga positiva, en este caso el Magnesio entregó 2 electrones, quedando con carga 2 positiva y cada cloro recibe olo 1 electron, por eso cada cloro queda con carga 1 negativo

c) CaO



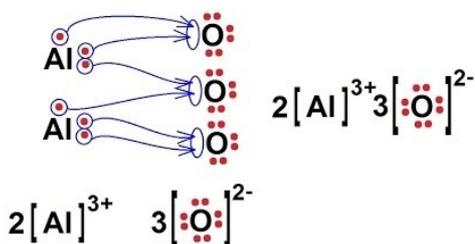
En este caso el calcio tiene 2 electrones de valencia y el oxígeno presenta 6 electrones de valencia, por lo tanto el oxígeno como solo le faltan 2 electrones para completar su octeto, los recibe del calcio. El calcio a ceder 2 electrones queda con carga dos positivo y el oxígeno recibe 2 entonces queda con carga 2 negativo.

d) Li_2O



El litio solo tiene 1 electrón de valencia, y el oxígeno presenta 6 electrones de valencia, necesita 2 electrones para completar su octeto como el litio le puede ceder solo 1, se agrega un segundo litio. Por eso son dos litios cada uno con carga positiva. Y el oxígeno que es uno sólo recibe los dos electrones quedando con carga 2 negativo.

e) Al_2O_3



Cada aluminio presenta 3 electrones de valencia que prefiere regalarlos y cada oxígeno debe recibir dos electrones de valencia, como se presenta en la imagen.

Entonces cada aluminio queda con carga 3 positivo y cada oxígeno con carga 2 negativo.

Para aclarar todas las dudas, respecto a los temas del TEMARIO DE LA PRUEBA DE TRANSICIÓN DEMRE 2020 en este caso específico “ESTRUCTURA ATÓMICA” que comenzamos a trabajar en la guía n°6, TE INVITO a una clase online por la aplicación Zoom, debes tener a mano, tabla periódica y tus guías 6-7 y 8 para resolver todas las dudas. Recuerda que son solo 40 minutos por lo que deberás traer preguntas específicas. Yo personalmente trataré de resumir los contenidos de tal manera de abordar cada uno de los temas relacionados en estas guías.

Los espero el día viernes 29 de mayo a las 12:00hrs. Ingresando por la siguiente ruta:

Bárbara Riquelme le está invitando a una reunión de Zoom programada.

Tema: Clase n°1 QUÍMICA IV°MEDIO
Hora: 29 may 2020 12:00 PM Santiago



Unirse a la reunión Zoom DESDE COMPUTADOR: COPIAR Y PEGAR EN LA BARRA SUPERIOR EL SIGUIENTE LINK:

<https://us04web.zoom.us/j/3614580026?pwd=NmpNMDNaR2NCY1NhK0Q2T0RQRngzZz09>

DESDE CELULAR INGRESA:

ID de reunión: 361 458 0026

Contraseña: 1bsx6M



GUÍA N°8 CUARTO MEDIO DEL 25 al 29 DE MAYO

“QUÍMICA”

Para desarrollar en (45 Minutos)

Nombre	Curso	Fecha
	IV° A-B-C	

Contenido de aprendizaje del TEMARIO DE LA PRUEBA DE TRANSICIÓN

Conceptos, teorías, leyes y marcos conceptuales referentes a teoría del enlace:

» formación del enlace químico.

» tipos de enlaces y sus propiedades: enlace iónico y propiedades de las sustancias iónicas, enlace covalente y propiedades de los compuestos covalentes.

» Estructuras de Lewis.

Orientaciones: Queridos estudiantes como ya les comentamos anteriormente estamos trabajando contenidos relacionados al temario de la prueba de transición 2020, que puedes revisar en el siguiente link <https://demre.cl/la-prueba/pruebas-y-temarios/presentacion-pruebas-temarios-p2021>.

TE PIDO QUE PARA PODER REALIZAR MEJOR CADA UNA DE LAS GUÍAS CUENTES CON UNA TABLA PERIÓDICA O TRABAJES CON LA ESTARÁ INSERTA EN CADA UNA DE LAS GUÍAS PARA PODER ANALIZAR Y ESTUDIAR CON ELLA CIERTAS RELACIONES DE LA CIENCIA COMO TAL.

CONSIDERAMOS IMPORTANTE FORTALECER SUS CAPACIDADES Y CONOCIMIENTOS ADQUIRIDOS PARA QUE PUEDAN RENDIR UNA BUENA PRUEBA Y LOGREN SUS METAS, SIN GENERAR ANGUSTIA NI CONFLICTO EN UN FUTURO.

LOS INVITO A TRABAJAR LOS TEMARIOS DE LA PRUEBA REFORZANDO JUNTO A LAS GUÍAS Y ACTIVIDADES PROPUESTAS.

Puedes a usar los siguientes instrumentos de apoyo

***Puntajenacional.cl *aprende en línea *CLASE ONLINE POR ZOOM *thatquiz**

El material (la guía) puede ser trabajada directamente desde un computador y responder en tu cuaderno, y si tienes la posibilidad puedes imprimirla y escribir a mano las respuestas.

Cada guía será revisada y retroalimentada cuando volvamos al colegio, por lo que es necesario el desarrollo y evaluar en conjunto el proceso.

El proceso de aprendizaje que se aplicará es tan valioso como una clase, por lo que debes realizarlo con el mayor de los compromisos y guardar todo material en el portafolio de trabajo o en el cuaderno de la asignatura.



Introducción

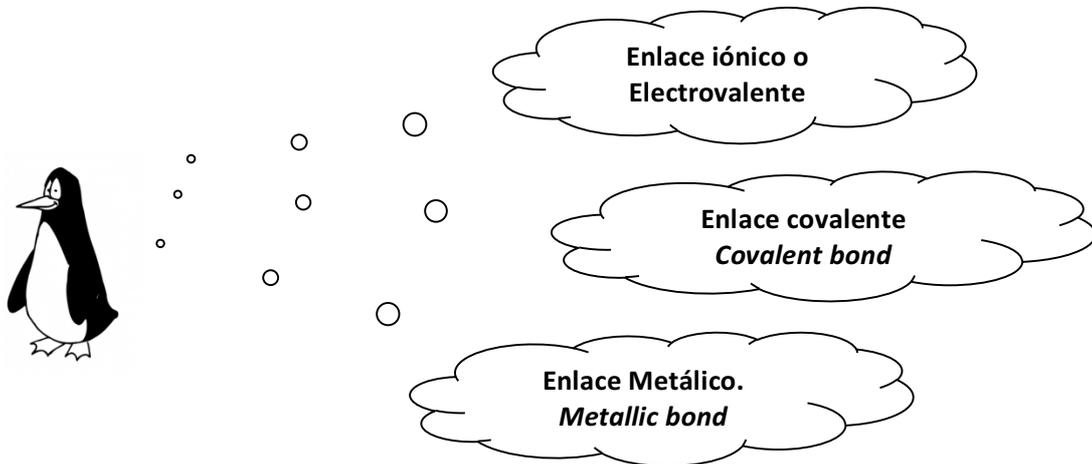
Compuestos tan comunes como la sal y el azúcar parecen a simple vista muy similares, pero son muy diferentes en su composición química. La sal está constituida por iones de sodio Na^{+1} e iones cloruro Cl^{-1} ; el azúcar, en cambio, no tiene iones, consta de moléculas de sacarosa $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$. Al disolver en agua, por ejemplo, la sal se disuelve separando sus iones (tienen un comportamiento llamado electrolito), el azúcar, en cambio, separa sus moléculas (tienen un comportamiento de no electrolito).

¿Cómo se explica la diferencia entre ambas sustancias?

Básicamente en la estructura electrónica de los átomos constituyentes y en la naturaleza de las fuerzas químicas que los unen para formar los compuestos.

Como hemos visto en las clases anteriores, los compuestos se unen a través de enlaces, pero, ¿Qué tipo de enlaces presentan estos tipos de compuestos?

Los veremos a continuación:



ENLACE IONICO

Este enlace se produce cuando **átomos de elementos metálicos** (especialmente los situados más a la izquierda en la tabla periódica, periodos 1, 2 y 3) **combinan con átomos de elementos no metálicos** (los elementos situados a la derecha en la tabla periódica, especialmente los periodos 16 y 17).

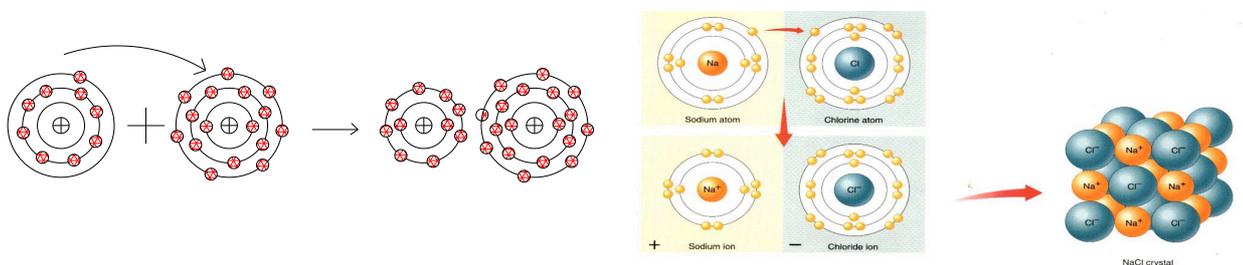
En el enlace iónico, **los átomos del metal ceden electrones a los átomos del no metal, transformándose en iones positivos y negativos**, respectivamente. Al formarse iones de carga opuesta, éstos se atraen por fuerzas eléctricas intensas, quedando fuertemente unidos y dando lugar a un compuesto iónico. A tales fuerzas eléctricas se les llama enlaces iónicos.

Es importante destacar que **los iones** que se forman con este enlace **no producen moléculas aisladas sino que se agrupan de forma ordenada en redes cristalinas** (cristales), donde el número de cargas positivas es igual al de cargas negativas, dando lugar a un compuesto neutro.

Ejemplo:

La sal común (NaCl) se forma por combinación de átomos del gas cloro (Cl) con átomos del metal sodio (Na).

Si ambos átomos se unen. Observaríamos el siguiente comportamiento:



Por lo tanto podemos decir que:



Un enlace iónico, es la atracción entre iones con carga opuesta.

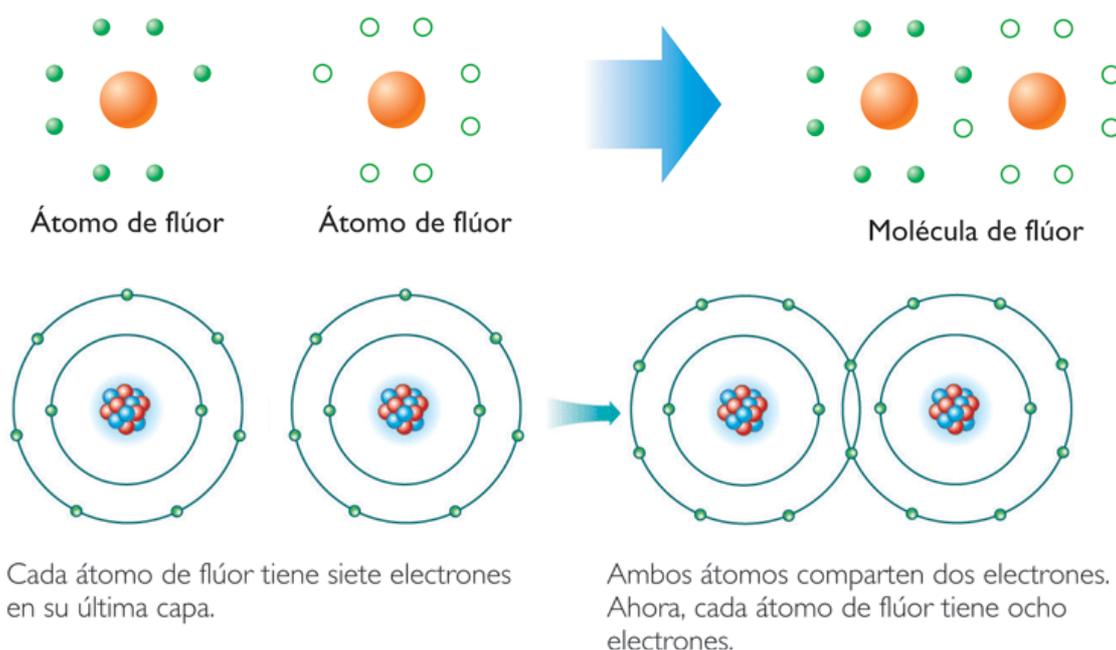
ENLACE COVALENTE

Los enlaces covalentes son las fuerzas que mantienen unidos los **átomos no metálicos entre sí** (enlaces entre elementos situados a la derecha en la tabla periódica: C, O, F, Cl, etc.).

Los átomos no metálicos tienen muchos electrones en su nivel más externo (electrones de valencia) y presentan tendencia a ganar electrones más que a cederlos, para adquirir la estabilidad de la estructura electrónica de gas noble. Por ello, los átomos no metálicos no pueden cederse electrones entre sí para formar enlaces iónicos.

Los enlaces entre átomos no metálicos se forman **compartiendo electrones** entre los átomos que intervienen en el enlace. Los electrones compartidos son comunes a los átomos, y los mantienen unidos de manera que todos ellos adquieren una estructura electrónica estable de gas noble.

Ejemplo: formación del átomo de F_2



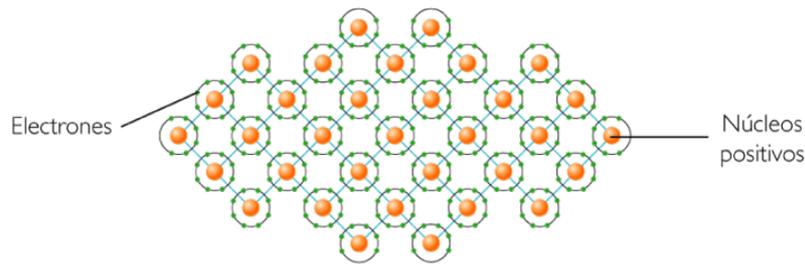
Para representar las moléculas resultantes de la unión mediante enlace covalente se suele emplear la notación de Lewis.



1. ENLACE METÁLICO

El enlace metálico se produce **entre átomos de elementos metálicos**. Para explicarlo se recurre al modelo conocido como "*modelo de la nube de electrones*":

Los átomos de los metales tienen pocos electrones en su última capa (1, 2 ó 3). Estos átomos pierden fácilmente esos electrones de valencia y se convierten en iones positivos (Na^+ , Cu^{2+} , Mg^{2+}) tratando de alcanzar la estructura estable del gas noble más próximo. Los iones positivos resultantes se ordenan en el espacio formando la red metálica. Los electrones de valencia desprendidos de los átomos forman una nube de electrones que puede desplazarse a través de toda la red de iones. De este modo, todo el conjunto de los iones positivos del metal queda unido mediante la nube de electrones con carga negativa que los envuelve.



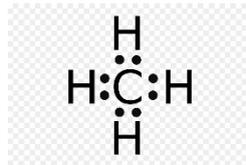
La fórmula de un metal se representa simplemente con el símbolo del elemento, por ejemplo Fe, Mg, etc. Los metales forman **aleaciones**, es decir, mezclas homogéneas de metales, como el bronce (cobre y estaño) o el latón (cobre y cinc). A veces también hay mezclas con no metales, como, por ejemplo, el acero (hierro y carbono).

Enlace y estructura de Lewis.

Llamamos estructura de Lewis al esquema en el que aparecen todos los átomos de la molécula con sus electrones de la última capa y en la que vemos tanto los pares compartidos o enlaces covalentes, como los no compartidos o pares no enlazantes.

Los pasos a seguir son:

- Conocer cuántos electrones de valencia tienen.
- Saber los enlaces que quiere formar cada uno de los átomos, serán los mismos que electrones le falten para completar el octeto o dueto.
- Dibujar esos pares enlazantes y añadir los pares no enlazantes a cada átomo para que aparezcan todos sus electrones de la última capa.



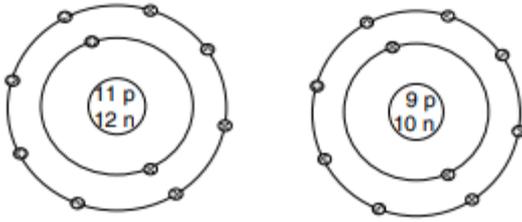
ACTIVIDAD

1 H 1,0	Número atómico →						2 He 4,0
Masa atómica →							
3 Li 6,9	4 Be 9,0	5 B 10,8	6 C 12,0	7 N 14,0	8 O 16,0	9 F 19,0	10 Ne 20,2
11 Na 23,0	12 Mg 24,3	13 Al 27,0	14 Si 28,1	15 P 31,0	16 S 32,0	17 Cl 35,5	18 Ar 39,9
19 K 39,1	20 Ca 40,0						

1. Cuando se forma el ion amonio NH_4^+ , el H^+ se une al NH_3 mediante un enlace

- A) iónico
- B) covalente
- C) covalente coordinado
- D) puente de hidrógeno
- E) covalente apolar

2. Las figuras representan esquemáticamente a dos especies:



Al respecto, se puede afirmar correctamente que entre ellas se formará un enlace

- A) iónico.
- B) covalente polar.
- C) covalente coordinado.
- D) covalente simple y apolar.
- E) covalente doble y apolar.

3. ¿Cuál de las siguientes moléculas presenta un enlace doble?

- A) F_2
- B) Cl_2
- C) N_2
- D) H_2
- E) O_2

4. La estructura de Lewis correcta para el ácido cianhídrico es:

- A) $H-C \equiv \ddot{N}$
- B) $H-\ddot{N}=\ddot{C}$
- C) $H-\dot{C} \equiv \ddot{N} \cdot$
- D) $H-\ddot{N} \equiv C$
- E) $H-\ddot{C}-N:$

5. Indica que tipo de enlace químico poseen las siguientes sustancias en el mismo orden:
 O_2 , KCl , CH_4

- a) Covalente Apolar, covalente Apolar, covalente Polar
- b) Covalente Polar, iónico, covalente Apolar
- c) Covalente Polar, iónico, covalente polar
- d) Covalente Apolar, iónico, covalente polar
- e) Covalente Apolar, covalente polar, covalente

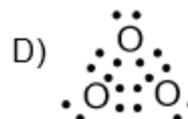
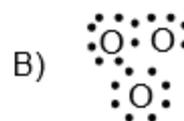
6. La estructura de Lewis de un átomo de un elemento X es:



¿Cuál de las siguientes afirmaciones es INCORRECTA con respecto al elemento X?

- A) Es un no metal.
- B) Pertenece al grupo VII A (17).
- C) Su número atómico es 7.
- D) Es un elemento representativo.
- E) Puede formar un ion con carga -1.

7. ¿Cuál es la estructura de Lewis para el ozono (O_3)?



8. La molécula Cloruro de Potasio (KCl) es un compuesto que al estar en contacto con el agua se disocia en sus iones K^+ y Cl^- conduciendo la electricidad. Está es una propiedad que presentan los compuestos con enlace:

- a) Iónico
- b) Covalente Polar
- c) Covalente Coordinado
- d) Covalente Apolar
- e) Metálico

9. ¿Qué características presentan los enlaces iónicos?

- I. Forman Iones
- II. Son sustancias moleculares
- III. Comparten sus electrones
- IV. Se unen por diferencia de cargas

- a) Sólo I y II
- b) Sólo II y III
- c) Sólo III y IV
- d) Sólo I y IV
- e) Sólo I y III

10. Considerando las siguientes representaciones de Lewis, para los átomos R, S y T:

$\cdot \overset{\cdot}{\text{R}} \cdot$ \cdot	S ·	$\cdot \overset{\cdot}{\underset{\cdot}{\text{T}}} \cdot$
1	2	3

¿Cuál de las opciones relaciona correctamente la estructura de Lewis con la respectiva configuración electrónica de los átomos R, S y T?

	1	2	3
A)	$1s^2 2s^2 2p^4$	$1s^2 2s^1$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
B)	$1s^2 2s^2$	$1s^2 2s^2 2p^2$	$1s^2 2s^2 2p^5$
C)	$1s^2 2s^2$	$1s^2 2s^2 2p^1$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$
D)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	$1s^2 2s^2 2p^3$
E)	$1s^2 2s^2 2p^2$	$1s^2$	$1s^2 2s^2 2p^1$

11. Los siguientes compuestos fueron caracterizados como se indica

- I) KBr: iónico.
- II) HI: covalente polar.
- III) CO_2 : covalente apolar.
- IV) SO_2 : covalente polar.

¿Cuáles de estas caracterizaciones son correctas?

Alternativas:

- a) Sólo I y III
- b) Sólo II y IV
- c) Sólo I y II
- d) Sólo III y IV
- e) I, II, III y IV