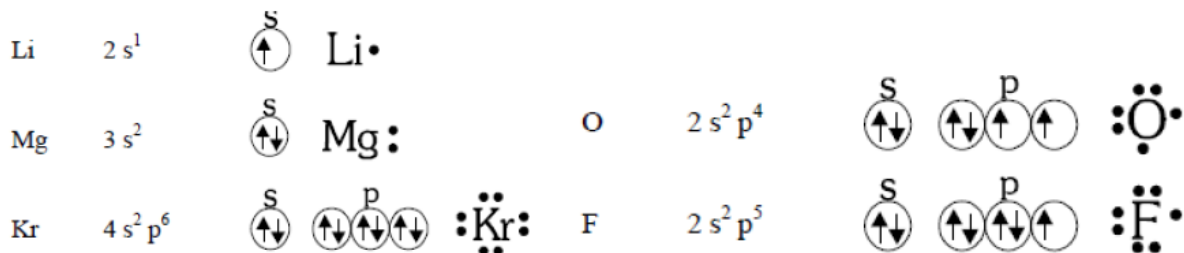


## QUÍMICA – Ficha 10

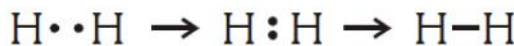
EXPLICACIÓN (Pág. 67 y siguientes)

### Diagramas de Lewis.

Los diagramas de Lewis constituyen una forma sencilla de representar simbólicamente cómo están distribuidos los electrones de la última capa en un átomo. Lo veremos con varios ejemplos.



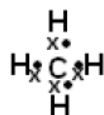
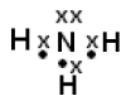
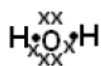
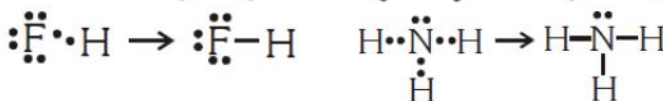
Veamos esto con una molécula sencilla, la de hidrógeno ( $H_2$ )



Otros ejemplos:  $O_2$ ,  $N_2$  (moléculas homooatómicas)



$HF$ ,  $H_2O$ ,  $NH_3$  (moléculas heteroatómicas)



El **oxígeno** se combina con **dos** átomos de hidrógeno para

... sin embargo el **nitrógeno** se combina con **tres**, ya que

... en el caso del **carbono** son necesarios **cuatro** átomos de hidrógeno

 Sodio Cloro   Cloruro de sodio	 Bario Cloro   Cloruro de bario	 Hidrógeno Oxígeno   Agua
 Sodio Azufre   Sulfuro de sodio	 Bario Azufre   Sulfuro de bario	 Aluminio Flúor   Fluoruro de Aluminio

### Geometría de las moléculas

La geometría de las moléculas puede justificarse mediante el modelo de Repulsión de los Pares Electrónicos de la Capa de Valencia (RPECV). Según este modelo, los pares electrónicos de la capa de valencia del átomo central (tanto pares de enlace como pares solitarios) tenderán a estar lo más alejado posible entre sí.

Tipo de molécula	Forma	Disposición electrónica <sup>†</sup>	Geometría <sup>†</sup>	Ejemplos
AB	Molécula diatómica			HF, O <sub>2</sub>
AB <sub>2</sub>	Lineal			BeCl <sub>2</sub> , HgCl <sub>2</sub> , CO <sub>2</sub>
AB <sub>2</sub> E <sub>1</sub>	Angular			NO <sub>2</sub> <sup>-</sup> , SO <sub>2</sub> , O <sub>3</sub>
AB <sub>2</sub> E <sub>2</sub>	Angular			H <sub>2</sub> O, OF <sub>2</sub>

AB <sub>3</sub> E <sub>0</sub>	Triangular plana			BF <sub>3</sub> , CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup> , NO <sub>3</sub> <sup>-</sup> , SO <sub>3</sub>
AB <sub>3</sub> E <sub>1</sub>	Pirámide trigonal			NH <sub>3</sub> , PCl <sub>3</sub>
AB <sub>4</sub> E <sub>0</sub>	Tetraédrica			CH <sub>4</sub> , PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup> , SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> , ClO <sub>4</sub> <sup>-</sup>

Nome e fórmula da substância	Modelo molecular	Nuvem electrónica	Fórmula de estrutura	Geometria molecular
Cloro Cl <sub>2</sub>			$1,99 \times 10^{-10}$ m 	linear
Água H <sub>2</sub> O				angular
Tricloreto de boro BCl <sub>3</sub>				triangular plana
Amoníaco NH <sub>3</sub>				piramidal
Metano CH <sub>4</sub>				tetraédrica

Geometría molecular (Ángulo)	Nº de pares electrones	Nº de pares enlace	Ejemplo	Estructura de Lewis	Modelo de esferas
Lineal (180°)	2	2	BeF <sub>2</sub> F—Be—F		
Planar trigonal (triangular) (120°)	3	3	BH <sub>3</sub>		
Tetraédrica (109,5°)	4	4	CH <sub>4</sub>		
Pirámide trigonal (107°)	4	3	NH <sub>3</sub>		
Angular (104,5°)	4	2	H <sub>2</sub> O		

## Polaridad

A partir de la forma geométrica de la molécula se deduce si la molécula es polar o no polar.

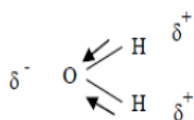
En el enlace covalente no se forman iones, las moléculas son neutras. Sin embargo puede darse el caso de que la carga no esté repartida por igual en toda la molécula. Veamos un par de ejemplos. **H<sub>2</sub>** (molécula con átomos del mismo elemento): Comparten un par de electrones. Al ser iguales los núcleos, ambos atraen por igual al par de electrones de enlace, con lo que la carga eléctrica estará repartida por igual entre los dos átomos (la molécula es simétrica). No podemos dividir la molécula en dos partes, una con exceso de carga positiva y otra con exceso de carga negativa. Una sustancia constituida por moléculas de este tipo se dice que es **apolar**. **HCl** (molécula con átomos de distinto elemento): También comparten un par de electrones, pero, a diferencia del ejemplo anterior, el Cl es más electronegativo (3,0) que el hidrógeno (2,1), por lo que atrae más al par de electrones de enlace. Como consecuencia, habrá una mayor concentración de electrones alrededor del núcleo de Cl. En esa zona de la molécula existirá más carga negativa que positiva. Se habla de que existe una *carga parcial negativa*, ( $\delta^-$ ), que es siempre menor que la carga de un electrón. En la otra zona, en los alrededores del núcleo de H, existe más carga positiva que negativa (*carga parcial positiva*,  $\delta^+$ ). Ambas cargas parciales son iguales en valor absoluto (la molécula es neutra). Una molécula que presenta esa separación de cargas se denomina **dipolo** que produce un **momento dipolar ( $\mu$ )**, que es un vector que va desde la carga positiva a la negativa.

Si el momento dipolar total de la molécula es cero, la sustancia es **apolar**. Podemos tener enlaces polares, pero con un momento total igual a cero.

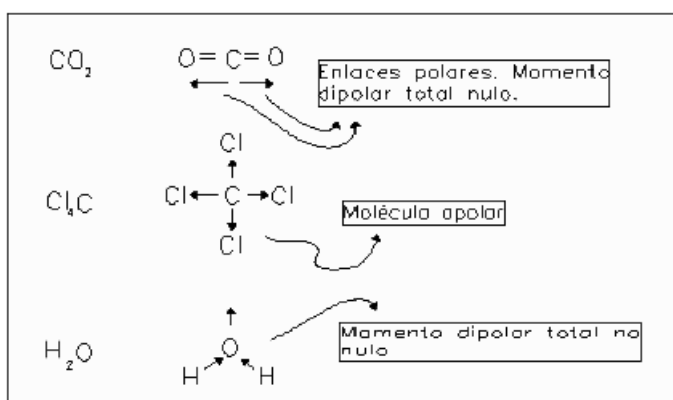
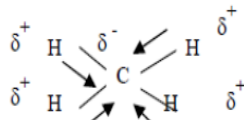
## PASOS PARA DEDUCIR LA POLARIDAD DE LAS MOLÉCULAS

- Estructura de Lewis, • Si tienen o no enlaces polares. • Estudiar la geometría de la molécula si es necesario. • Para estudiar la polaridad de una molécula  $\Sigma\mu$

Molécula polar H<sub>2</sub>O



Molécula apolar CH<sub>4</sub>



**Polaridad de las Moléculas**

Molécula covalente	enlace	molécula	Ej.
Entre átomos iguales	NO POLAR	NO POLAR	O <sub>2</sub>
Entre át. de distinta E.N. Sin simetría	POLAR	POLAR	HCl
Entre át. de distinta E.N. Con simetría	POLAR	NO POLAR	CH <sub>4</sub>

**Ejemplos de moléculas apolares y polares**

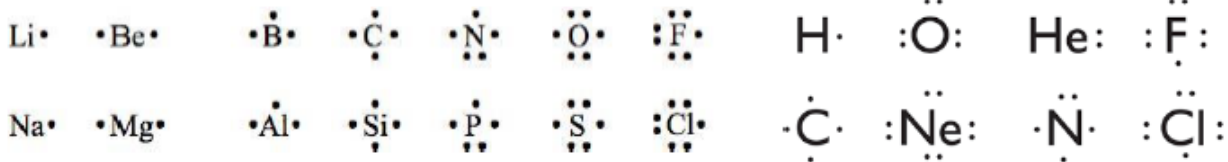
**Polaridad de las Moléculas (EJEMPLOS)**

	CO <sub>2</sub>	BCl <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> O	NH <sub>3</sub>
<b>Estructura de Lewis</b>				
<b>Geometría molecular</b>	Lineal 	Triangular plana 	Angular 	Piramidal triangular 
<b>Enlaces polarizados</b>	2  Los $\vec{\mu}$ se anulan.	3  Los $\vec{\mu}$ se anulan.	2  Hay $\vec{\mu}$ resultante.	3  Hay $\vec{\mu}$ resultante.
<b>Momento dipolar resultante</b>	$\mu_r = 0$ No polarizada	$\mu_r = 0$ No polarizada	$\mu_r = 1,87 \text{ D}$ Dipolo 	$\mu_r = 1,46 \text{ D}$ Dipolo 

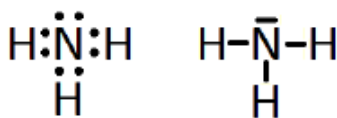
## RESUMEN

Fósforo : $3s^2 3p^3$	$\uparrow \downarrow$	$\uparrow$ $\uparrow$ $\uparrow$	$\uparrow$	$\uparrow$ $\uparrow$ $\uparrow$ $\uparrow$	$\uparrow$
Carbono : $2s^2 2p^2$	$\uparrow \downarrow$	$\uparrow$ $\uparrow$		$\uparrow$	$\uparrow$ $\uparrow$ $\uparrow$ $\uparrow$
Flúor : $2s^2 2p^5$	$\uparrow \downarrow$	$\uparrow \downarrow$ $\uparrow \downarrow$ $\uparrow$			

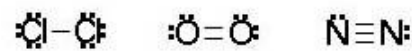
Los diagramas de Lewis se suelen hacer con el estado excitado, que es cuando más enlaces puede formar:



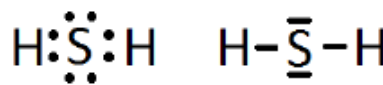
Cada línea representan dos electrones (uno de cada átomo).



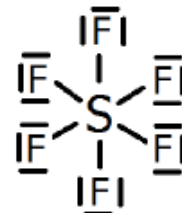
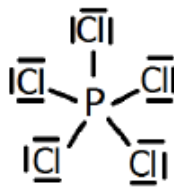
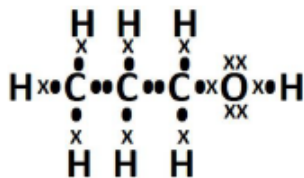
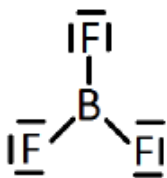
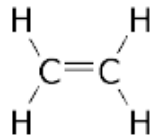
Estructura de Lewis de la molécula de amoníaco



Estructura de Lewis de la molécula de agua



Estructura de Lewis de la molécula de sulfuro de hidrógeno



### Forma de las moléculas

**Modelo RPECV, siempre depende del átomo central**

Compuestos del Be  $\cdot$ Be $\cdot$  siempre lineal: BeH<sub>2</sub>, BeCl<sub>2</sub>, BeF<sub>2</sub>,....

Compuestos del B  $\cdot$ B $\cdot$  siempre triangular plana: BH<sub>3</sub>, BCl<sub>3</sub>, BF<sub>3</sub>, BHCl<sub>2</sub>, BH<sub>2</sub>Cl

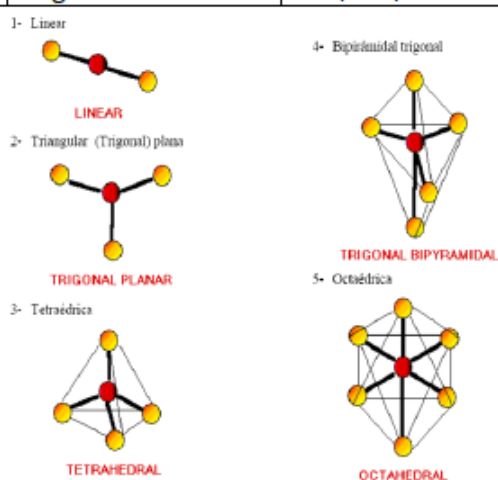
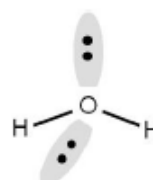
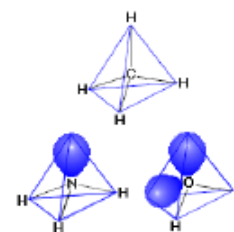
Compuestos del C  $\cdot$ C $\cdot$  siempre tetraédrica: CH<sub>4</sub>, CCl<sub>4</sub>, CF<sub>4</sub>, CHCl<sub>3</sub>, CH<sub>2</sub>F<sub>2</sub>  
El CO<sub>2</sub> es lineal

Compuestos del N  $\cdot$ N $\cdot$  siempre la disposición inicial es un tetraedro, pero la forma queda una pirámide trigonal con el N en el vértice: NH<sub>3</sub>, NF<sub>3</sub>, NCl<sub>3</sub>

Compuestos del O  $\cdot$ O $\cdot$  siempre la disposición inicial es un tetraedro, pero la forma queda "angular":

H<sub>2</sub>O, OF<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>O

Tipo	Disposición electrónica inicial	Forma geométrica final	Ejemplos
A <sub>2</sub>	Lineal	Lineal	H <sub>2</sub> , O <sub>2</sub> , N <sub>2</sub> , HF
AX <sub>2</sub>	Lineal	Lineal (180°)	BeH <sub>2</sub> , BeCl <sub>2</sub> , CO <sub>2</sub> , HgCl <sub>2</sub>
AX <sub>3</sub>	Triangular plana	Triangular plana (120°)	BH <sub>3</sub> , BF <sub>3</sub> , CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup> , SO <sub>3</sub> , NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>
AX <sub>4</sub>	Tetraédrica	Tetraédrica (109,5°)	CH <sub>4</sub> , CH <sub>2</sub> Cl <sub>2</sub> , ClO <sub>4</sub> <sup>-</sup> , SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>
AX <sub>5</sub>	Bipirámide trigonal	Bipirámide trigonal	PCl <sub>5</sub>
AX <sub>6</sub>	Octaedro	Octaedro	SF <sub>6</sub>
AX <sub>2</sub> E <sub>1</sub>	Triangular	Angular	SO <sub>2</sub> , NO <sub>2</sub> <sup>-</sup> , O <sub>3</sub>
AX <sub>3</sub> E <sub>1</sub>	Tetraédrica	Pirámide trigonal	NH <sub>3</sub> , PCl <sub>3</sub>
AX <sub>2</sub> E <sub>2</sub>	Tetraédrica	Angular	H <sub>2</sub> O, OF <sub>2</sub> , ClO <sub>2</sub>



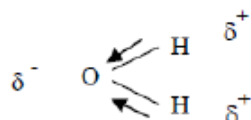
PASOS PARA DEDUCIR LA POLARIDAD DE LAS MOLÉCULAS

Estructura de Lewis

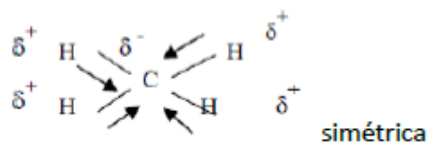
Estudiar la geometría de la molécula si es necesario

Ver si es simétrica (igual en todas las posiciones): apolar

Molécula polar H<sub>2</sub>O



Molécula apolar CH<sub>4</sub>



**Las formas de las moléculas salen fundamentalmente en Acceso a la Universidad y poco en Ciclos, mientras que las cuestiones sobre el átomo predominan en Acceso a Ciclos.**

Las moléculas que han salido han sido:

<b>BH<sub>3</sub></b>	<b>CCl<sub>4</sub></b>	<b>CH<sub>4</sub></b>	<b>Cl<sub>2</sub>O</b>	<b>F<sub>2</sub></b>	<b>HF</b>	<b>PCl<sub>3</sub></b>
<b>CBr<sub>4</sub></b>	<b>CH<sub>2</sub>Cl<sub>2</sub></b>	<b>CHCl<sub>3</sub></b>	<b>Cl<sub>2</sub>O</b>	<b>H<sub>2</sub>O</b>	<b>NCl<sub>3</sub></b>	<b>PF<sub>3</sub></b>
<b>CCl<sub>4</sub></b>	<b>CH<sub>4</sub></b>	<b>CHF<sub>3</sub></b>	<b>CS<sub>2</sub></b>	<b>H<sub>2</sub>S</b>	<b>NCl<sub>3</sub></b>	<b>SiCl<sub>4</sub></b>

**Los modelos que debéis saber son:**

Moléculas lineales (sin átomo central): H<sub>2</sub> (apolar), O<sub>2</sub> (apolar), N<sub>2</sub> (apolar), F<sub>2</sub> (apolar), HF (polar), HCl (polar)

Moléculas cuyo átomo central es el Be (2 e- desapareados) (\*Be\*): BeH<sub>2</sub>, BeCl<sub>2</sub>, BeF<sub>2</sub>,... (No ha salido)

Lineal, con ángulo de 180°

Si los dos átomos son iguales (BeH<sub>2</sub>, BeCl<sub>2</sub>, BeF<sub>2</sub>) es APOLAR

Y si no son iguales (BeHF, BeHCl,...) es POLAR

Moléculas cuyo átomo central es el B (3 e- desapareados): BH<sub>3</sub>, BCl<sub>3</sub>, BF<sub>3</sub>, BH<sub>2</sub>F, BHF<sub>2</sub>, ...

Triangular plana, con ángulos de 120°

Si los tres átomos son iguales (BH<sub>3</sub>, BCl<sub>3</sub>, BF<sub>3</sub>) es APOLAR

Y si no son iguales (BH<sub>2</sub>F, BHF<sub>2</sub>) es POLAR

Moléculas cuyo átomo central es el C (o el Si) (4 e- desapareados):

CH<sub>4</sub>, CCl<sub>4</sub>, CBr<sub>4</sub>, CF<sub>4</sub>, CHCl<sub>3</sub>, CHF<sub>3</sub>, CH<sub>2</sub>Cl<sub>2</sub>, SiH<sub>4</sub>, SiCl<sub>4</sub>

Tetraédrica

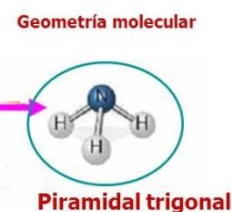
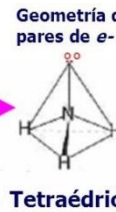
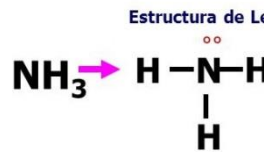
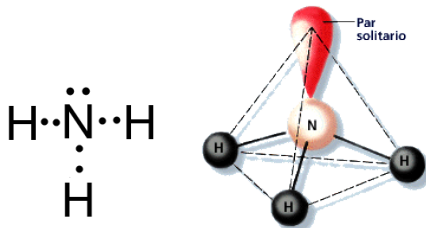
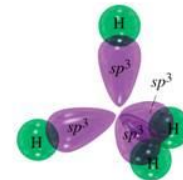
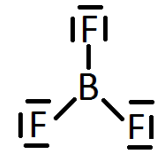
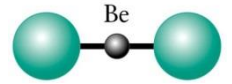
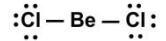
Si los 4 átomos son iguales (CH<sub>4</sub>, CCl<sub>4</sub>, CBr<sub>4</sub>, CF<sub>4</sub>, SiH<sub>4</sub>, SiCl<sub>4</sub>) es APOLAR

Y si no son iguales (CHCl<sub>3</sub>, CHF<sub>3</sub>, CH<sub>2</sub>Cl<sub>2</sub>) es POLAR

Moléculas cuyo átomo central es el N (o el P):

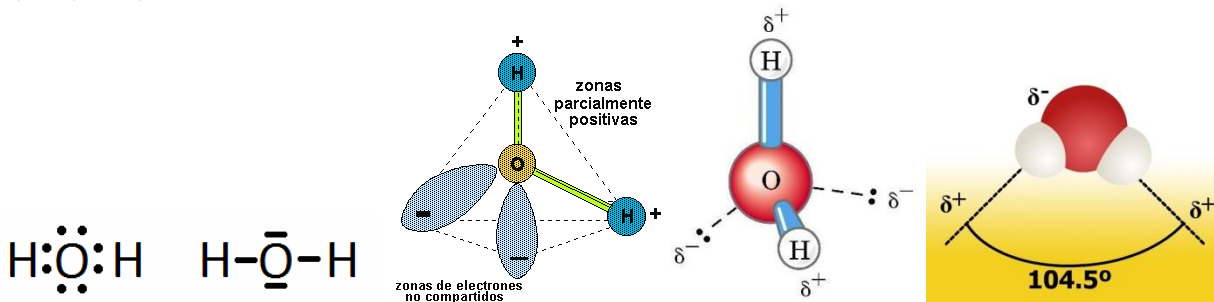
NH<sub>3</sub>, PH<sub>3</sub>, NCl<sub>3</sub>, PCl<sub>3</sub>, NF<sub>3</sub>, PF<sub>3</sub> Forma de pirámide trigonal (que sale del tetraedro).

Todas son polares, porque las cuatro posiciones del tetraedro inicial no son iguales.



Moléculas cuyo átomo central es el O (o el S, Se, Te):

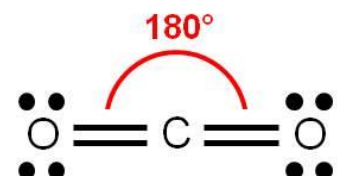
H<sub>2</sub>O, H<sub>2</sub>S, Cl<sub>2</sub>O, Cl<sub>2</sub>S



Del tetraedro inicial se deduce una estructura angular. Siempre son polares, porque las cuatro posiciones del tetraedro inicial no son iguales.

El CS<sub>2</sub> es como el CO<sub>2</sub>

Lineal APOLAR



# EJERCICIOS DE LOS EXÁMENES (TODOS LOS DEL ÁTOMO Y LAS MOLÉCULAS)

Distinguiremos entre Acceso Universidad y Acceso Ciclos FGS

## ACCESO UNIVERSIDAD

2019

Cuestión 2 (2,5 puntos)

a) Prediga la geometría y el carácter polar o apolar de las moléculas:  $\text{BHF}_2$ ,  $\text{NCl}_3$  y  $\text{CHF}_3$ . (1,5 puntos)

b) Formule o nombre, según convenga, los siguientes compuestos: (1 punto)

b-1)	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$
b-2)	Etanal
b-3)	$\text{Na}_3\text{PO}_4$
b-4)	Ácido clórico
b-5)	$\text{K}_2\text{S}$

Datos: Números atómicos:  $Z(\text{H}) = 1$ ;  $Z(\text{B}) = 5$ ;  $Z(\text{C}) = 6$ ;  $Z(\text{N}) = 7$ ;  $Z(\text{F}) = 9$ ;  $Z(\text{Cl}) = 17$ .

2018

a) Represente l'estructura electrònica de Lewis i describiu la geometria prevista pel model RPECV per a les molècules:  $\text{CCl}_4$ ,  $\text{PCl}_3$  i  $\text{Cl}_2\text{O}$ . (1,5 punts)

Dades: Nombres atòmics, Z:  $Z(\text{C}) = 6$ ,  $Z(\text{O}) = 8$ ;  $Z(\text{P}) = 15$ ;  $Z(\text{Cl}) = 17$ .

2017

a) Represente la estructura electrónica de Lewis y describa la geometría prevista por el modelo RPECV para las moléculas:  $\text{SiCl}_4$ ,  $\text{NCl}_3$  y  $\text{Cl}_2\text{O}$ . (1,5 puntos)

Datos: Números atómicos, Z:  $Z(\text{N}) = 7$ ;  $Z(\text{O}) = 8$ ;  $Z(\text{Si}) = 14$ ;  $Z(\text{Cl}) = 17$ .

2016

a) Represente la estructura electrónica de Lewis y describa la geometría prevista por el modelo RPECV y prediga razonadamente el carácter polar o apolar de las moléculas:  $\text{CS}_2$ ,  $\text{CH}_4$  y  $\text{H}_2\text{O}$ . (1,5 puntos)

Datos: Números atómicos, Z:  $Z(\text{H}) = 1$ ;  $Z(\text{C}) = 6$ ,  $Z(\text{O}) = 8$ ;  $Z(\text{S}) = 16$ .

2015

a) Describa la geometría prevista por el modelo RPECV para las moléculas  $\text{CCl}_4$ ,  $\text{CHCl}_3$  y  $\text{CH}_2\text{Cl}_2$ . Prediga, en cada caso, si la molécula será polar o no. (1,5 puntos)

Datos: números atómicos:  $Z(\text{H}) = 1$ ;  $Z(\text{C}) = 6$ ;  $Z(\text{Cl}) = 17$ .

b) Indique, razonadamente, cuáles de las siguientes combinaciones de números cuánticos son conjuntos válidos y cuáles no lo son, para un átomo de oxígeno en su estado fundamental. (1 punto)

	n	l	$m_l$	$m_s$
i)	1	0	1	1/2
ii)	2	1	-1	1/2
iii)	2	3	1	-1/2
iv)	3	1	1	-1/2

Datos: número atómico:  $Z(\text{O}) = 8$ .

2014

1-b) Complete las celdas vacías de la tabla siguiente ( $Z =$  número atómico). (1,5 puntos)

Símbolo	Z	Nº protones	Nº electrones	Configuración electrónica
Si			14	
$\text{F}^-$ (anión fluoruro(1-))	9			
$\text{K}^+$ (catión potasio(1+))		19		

2013

1-b) Represente la estructura electrónica de Lewis e indique, razonadamente, la geometría molecular prevista por el modelo RPECV para las moléculas  $\text{PF}_3$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{CBr}_4$ . Prediga, de manera justificada, si la molécula será polar o no. (1.50 Puntos).

Datos: Números atómicos:  $Z(\text{P}) = 15$ ;  $Z(\text{F}) = 9$ ;  $Z(\text{H}) = 1$ ;  $Z(\text{S}) = 16$ ;  $Z(\text{C}) = 6$ ;  $Z(\text{Br}) = 35$



## ACCESO CICLOS FGS

### SOBRE EL ÁTOMO Y EL SISTEMA PERIÓDICO

2018

2. De las siguientes combinaciones de números cuánticos:

i) (2, 1, -1, -1/2) ; ii) (3, 0, -1, -1/2) ; iii) (4, 2, 2, 1/2) ; iv) (3, 0, 0, -1/2)

- ¿Cuáles son posibles? Razona la respuesta. (1 punto)
- En los casos posibles, identifica el orbital que representan. (1 punto)

2018

3. Los números atómicos del oxígeno, el flúor y el sodio son, respectivamente 8, 9 y 11.

- Escribe sus configuraciones electrónicas. (0,7 puntos)
- Justifica qué ion estable forma cada uno de ellos. (0,6 puntos)
- Ordena los elementos anteriores de mayor a menor radio atómico. (0,7 puntos)

2017

3. La configuración electrónica del Calcio (Ca) es:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ . Indica:

- Su número atómico. (0,5 puntos)
- El periodo y grupo en el que se encuentra. (0,5 puntos)
- Justifica cuál es su valencia iónica. (0,5 puntos)
- Justifica el tipo de enlace que forma con los no metales del grupo 17. (0,5 puntos)

2016

**Pregunta 2.** Para los siguientes átomos  ${}_{34}^{80}X$   ${}_{34}^{82}Y$   ${}_{36}^{82}Z$

- Indica el número de protones, neutrones y electrones de cada uno.
- Explica si estos átomos pueden ser isótopos entre sí.

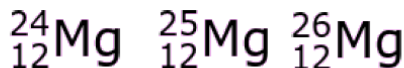
2015

**Pregunta 3.**

- Escribe la configuración electrónica del cloro ( $Z = 17$ ) y del calcio ( $Z = 20$ ).
- Indica el grupo y el periodo de cada elemento.
- Explica cuál de los dos tendrá mayor energía de ionización.

2015

**Pregunta 2.** El magnesio tiene tres isótopos naturales:



- Indica el número de protones, neutrones y electrones de cada isótopo.
- La masa atómica del magnesio es 24,3 u. Razona qué isótopo será el más abundante.

2014

2. Completa la siguiente tabla:

	Z	A	Protones	Neutrones	Electrones
Li	3	7			
F		19	9		
Cl	17			20	
Ca				22	20

3. Las configuraciones electrónicas del Magnesio, Cloro y Bromo son, respectivamente:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$   
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$   $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$

- Indica el periodo y el grupo del Sistema Periódico al que pertenecen.
- Explica quien tiene mayor electronegatividad el Cloro o el Magnesio.
- Explica quien tiene mayor electronegatividad el Cloro o el Bromo.

2014

**Pregunta 3.** Para los elementos de número atómico 10, 19 y 35:

- Escribe su configuración electrónica.
- Indica la valencia iónica, el grupo y el periodo de cada elemento.

2013

**Pregunta 2.** Sea el potasio (K) de  $Z=19$ . Se pide:

- Escribe su configuración electrónica.
- Justifica el tipo de ión estable que forma.
- Justifica el enlace que formará al unirse con el oxígeno ( $Z=8$ ).
- Indica el conjunto de combinaciones de números cuánticos de los electrones del orbital  $4s$ .

**Pregunta 3.** Si la configuración electrónica del elemento X es:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$ .

Justifica si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas. En caso de que la afirmación sea falsa **corrígela** de forma que la afirmación que resulte sea correcta.

- X está en el período 18 de la tabla periódica.
- X está en el grupo 6 de la tabla periódica.
- El número másico de X es 36.
- El elemento X formará iones estables del tipo  $X^{+2}$ .
- X es no metal.

## 2013

**Pregunta 2.** Sabiendo que la configuración electrónica de un isótopo del elemento Flúor (F) es  $1s^2 2s^2 2p^5$  y que tiene un número másico  $A=19$ . Se desea saber:

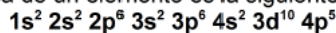
- El número atómico del flúor.
- El número de protones, neutrones y electrones.
- La posición que ocupa el flúor en la tabla periódica.
- Cómo es la electronegatividad del Flúor. ¿por qué?

## 2012

**Pregunta 2.** Sea el Aluminio ( $Z=13$  y  $A=27$ ) y el oxígeno ( $Z=8$  y  $A=16$ ). Se desea saber:

- Las partículas que constituyen cada uno de ellos.
- Escribe la configuración electrónica de cada uno de ellos.
- Indica el ión estable que forma cada uno (justifica tu respuesta).
- Razona qué enlace formaran al combinarse el aluminio y el oxígeno.

**Pregunta 3.** La configuración electrónica de un elemento es la siguiente:



- ¿Cuál es su **número atómico**?
- ¿En qué **período** de la tabla periódica está?
- ¿En qué **grupo** de la tabla periódica está?
- ¿Cuántos **electrones de valencia** tiene?
- Justifica si se trata de un metal, no metal, semimetal o gas noble e indica las propiedades más características que tiene.
- Indica qué **ión** estable formaría y cómo (Escribe un esquema del proceso)
- Explica el enlace que forma cuando se enlaza consigo mismo.
- ¿De qué elemento se trata?

## 2011

Completa la siguiente tabla:

Nombre	Símbolo	Z	A	protones	neutrones	configuración electrónica
	Mg			12	12	
Litio		3	7			$1s^2 2s^1$
Argón		18			22	

## SOBRE MOLÉCULAS (HAY OTRAS PREGUNTAS DE ENLACE, PERO NO LO HEMOS DADO AÚN)

### 2013

17. Considerando las moléculas  $F_2$ , HF y  $CH_4$

- Dibuja las estructuras de Lewis de las moléculas.
  - Justifica si las moléculas anteriores presentan enlaces covalentes polares y cómo es la polaridad de cada molécula.
- Datos: Los números atómicos de los elementos H, C y F, son 1, 6 y 9 respectivamente.