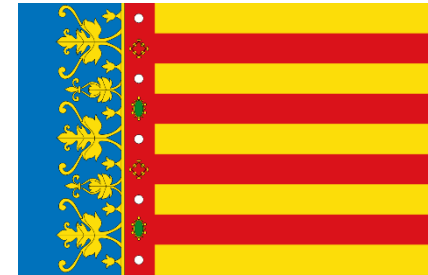
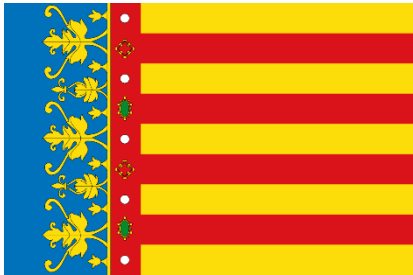


PRUEBA DE ACCESO A CICLOS FORMATIVOS DE
GRADO SUPERIOR

COMUNIDAD VALENCIANA

PARTE ESPECÍFICA

OPCIÓN C



QUÍMICA

JULIO 2020

Conceptos necesarios

Los conceptos que utilizaremos para resolver este examen son:

- 1) Moles. Concentración de disoluciones.
- 2) Estructura del átomo. Configuración electrónica.
- 3) Enlace químico.
- 4) Estequiometría.
- 5) Calculo de pH.
- 6) Formulación orgánica e inorgánica.



Ejercicio 1

Tenemos 2 moles de gas metano (CH_4). Calcula:

- La masa de metano
- El número de moléculas que hay
- el número de átomos de hidrógeno
- el volumen que ocuparán a 0,92 atm y 200°C

Datos: $M(\text{C}) = 12$; $M(\text{H}) = 1$ $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}/\text{mol}\cdot\text{K}$

Solución:

La masa se calcula a partir de los moles y de la masa molecular relativa del compuesto.

$$M_r(\text{CH}_4) = M_r(\text{C}) + 4 \cdot M_r(\text{H}) = 12 + 4 \cdot 1 = 16 \text{ g/mol}$$

$$n = \frac{m}{M_r} \longrightarrow m = n \cdot M_r \longrightarrow m = 2 \cdot 16 = 32 \text{ g CH}_4$$

Calculo ahora las moléculas de metano. Debemos utilizar el número de Avogadro.

$$N = n \cdot N_A \longrightarrow N = 2 \cdot 6'022 \cdot 10^{23} = 1'2044 \cdot 10^{24} \text{ moléculas de metano}$$

Para calcular el número de átomos de hidrógeno se debe tener en cuenta que en cada molécula de metano hay 4 átomos de hidrógeno.

$$N_H = n \cdot N_A \longrightarrow N = 4 \cdot 1'2044 \cdot 10^{24} = 4'8176 \cdot 10^{24} \text{ átomos de hidrógeno}$$

Ejercicio 1

Tenemos 2 moles de gas metano (CH_4). Calcula:

d) el volumen que ocuparán a 0,92 atm y 200°C

Datos: M (C) = 12 ; M (H) = 1 $R=0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}/\text{mol}\cdot\text{K}$

Solución:

El volumen de metano se calcula utilizando la ecuación de los gases ideales. $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$

$$0,92 \cdot V = 2 \cdot 0,082 \cdot 473 \longrightarrow V = \frac{2 \cdot 0,082 \cdot 473}{0,92} \longrightarrow V = 84,32 \text{ L}$$

Recuerda: la temperatura hay que ponerla en Kelvin.

$$T=200+273=473 \text{ K}$$

Ejercicio 2

Si tenemos Aluminio ($Z= 13$ y $A= 27$) y oxígeno ($Z= 8$ y $A= 16$).

- Indica las partículas que constituyen cada elemento.
- Escribe la configuración electrónica de cada uno de ellos.
- Indica el ion estable que forma cada uno de ellos (justifica tu respuesta).
- Explica qué enlace formarán al combinarse el aluminio y el oxígeno.

Solución:

Las partículas subatómicas que forman un átomo son: protón, neutrón y electrón.

Dado un átomo A_ZX , Z indica el número de protones y A el número másico (protones más neutrones).

En el caso del ${}^{27}_{13}Al$ se observa que $Z=13$ y $A=27$.
→ Número de protones = **13**
Número de Neutrones= $A-Z=27-13=$ **14**
Número de electrones=**13**

En el caso del ${}^{16}_8O$ se observa que $Z=8$ y $A=16$.
→ Número de protones = **8**
Número de Neutrones= $A-Z=16-8=$ **8**
Número de electrones=**8**

El número de electrones es igual al de protones al ser átomos neutros.

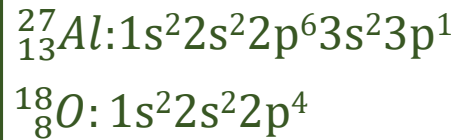
Ejercicio 2

Fuente: Wikipedia

Si tenemos Aluminio (Z= 13 y A= 27) y oxígeno (Z= 8 y A= 16).

b) Escribe la configuración electrónica de cada uno de ellos.

La configuración electrónica la obtendremos aplicando la regla de Moeller.



c) Indica el ion estable que forma cada uno de ellos (justifica tu respuesta).

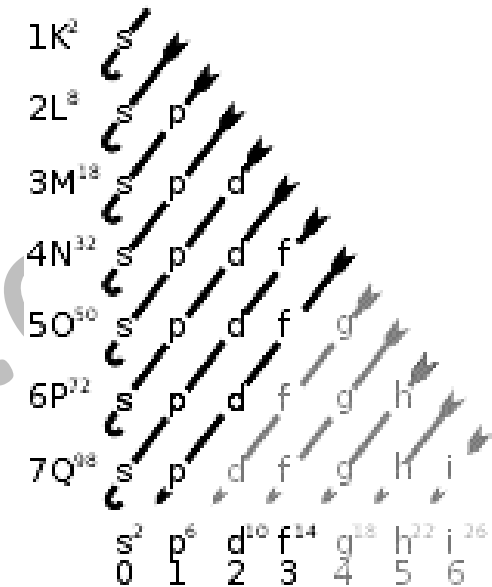
Para determinar la valencia iónica se debe tener en cuenta que la tendencia natural de los átomos es adquirir la configuración electrónica del gas noble más cercano. En este caso: $1s^2 2s^2 2p^6$

El Al debe perder $3e^-$, por ello la valencia iónica del Al será **+3**.

El O debe ganar $2e^-$, por ello la valencia iónica del O será **-2**.

d) Explica qué enlace formarán al combinarse el aluminio y el oxígeno.

Al combinarse un metal como el Aluminio con un no metal como el oxígeno, formarán un compuesto iónico. Por ello el **enlace será iónico**.

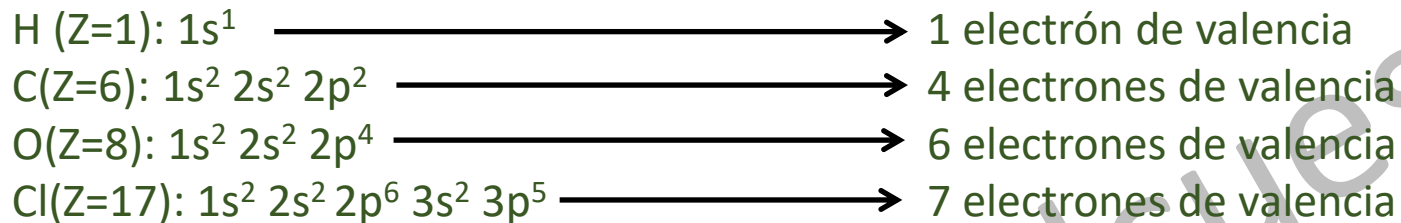


Ejercicio 3

- a) Dibuja las estructuras de Lewis de las moléculas: Cl_2 ; H_2O y CH_4
b) Razona si las moléculas anteriores son polares.

Solución:

En primer lugar escribiré la configuración electrónica de los elementos químicos.



La estructura de Lewis es una **representación** que muestra los pares de electrones, en guiones o puntos, de los enlaces que hay entre los átomos de una molécula y los pares de electrones solitarios que puedan existir.

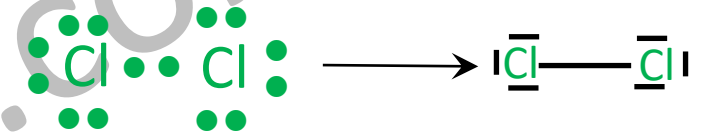
De forma general, las moléculas covalentes cumplen la regla del octeto, es decir, los átomos que las forman **tienen tendencia a tener 8 electrones en su capa de valencia**. Aunque hay excepciones como el hidrógeno (que llenan su capa de valencia con 2 electrones).

Ejercicio 3

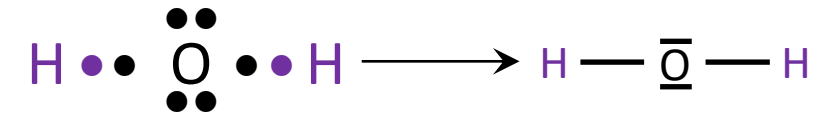
a) Dibuja las estructuras de Lewis de las moléculas: Cl_2 ; H_2O y CH_4

| | | |
|---------------------------------------|---|--------------------------|
| H (Z=1): $1s^1$ | → | 1 electrón de valencia |
| C (Z=6): $1s^2 2s^2 2p^2$ | → | 4 electrones de valencia |
| O (Z=8): $1s^2 2s^2 2p^4$ | → | 6 electrones de valencia |
| Cl (Z=17): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ | → | 7 electrones de valencia |

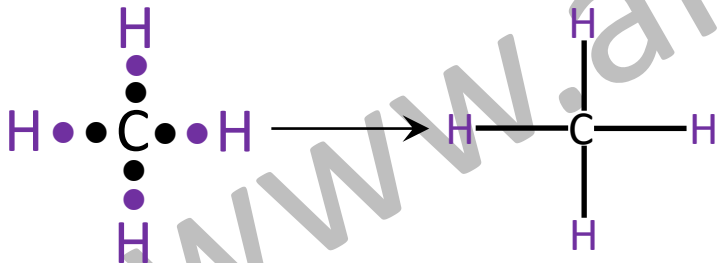
Cl_2 Cada uno de los dos átomos de cloro necesita un solo electrón para completar su capa de valencia. Por ello, basta con que cada uno comparta 1 electrón.



H_2O En este caso, el oxígeno es el átomo central. Y como necesita compartir dos electrones para completar la capa de valencia, lo hace con los átomos de hidrógeno.



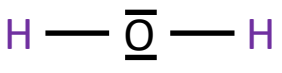
CH_4 El carbono comparte sus 4 electrones de valencia con los 4 hidrógenos.

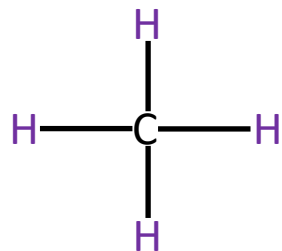


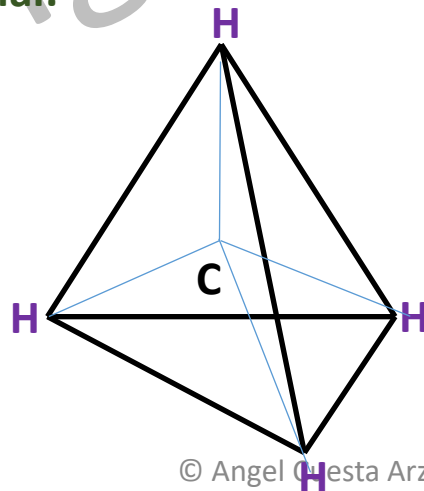
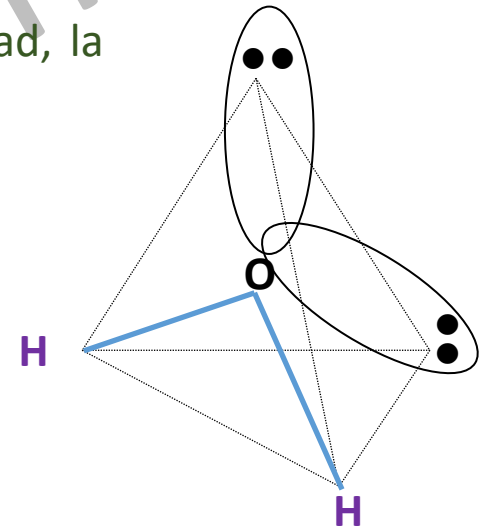
Ejercicio 3

b) Razona si las moléculas anteriores son polares.

Cl_2  Puesto que ambos átomos de cloro tienen la misma electronegatividad, la molécula será **apolar**.

H_2O  La molécula de agua tiene geometría angular, ello hace que los momentos dipolares no se anulen y que la molécula sea **polar**.

CH_4  La molécula de metano tiene geometría tetraédrica, ello hace que los momentos dipolares se anulen y que la molécula sea **apolar**.



© Angel Cuesta Arza

Ejercicio 4

Si hacemos saltar una chispa en el interior de un recipiente que contiene 5,8 g de butano (C_4H_{10}) y 16 g de oxígeno, los gases reaccionarán.

- Escribe y ajusta la ecuación de combustión del butano.
- Razona, haciendo los cálculos necesarios, cuál es el reactivo limitante.
- Una vez ha acabado la reacción, cuál es la masa que queda de cada reactivo.

Datos: M_{at} de C=12 , H=1 y O= 16.

Solución:



Ajusto la reacción por tanteo. Primero el carbono, después el hidrógeno y por último el oxígeno.

Se calculan los moles de butano y de oxígeno a partir de sus masas y de sus masas moleculares relativas.

$$M_r(C_4H_{10})=4 \cdot M_r(C)+10 \cdot M_r(H)=4 \cdot 12+10 \cdot 1=58 \text{ g/mol} \quad M_r(O_2)=2 \cdot M_r(O) =2 \cdot 16=32 \text{ g/mol}$$

$$n = \frac{m}{M_r} \longrightarrow n = \frac{5,8}{58} = 0,1 \text{ mol de butano} \quad n = \frac{m}{M_r} \longrightarrow n = \frac{16}{32} = 0,5 \text{ mol de oxígeno}$$

Calculo los moles de oxígeno necesarios para quemar 0,1 mol de butano.

$$0,1 \text{ mol } C_4H_{10} \frac{6,5 \text{ mol } O_2}{1 \text{ mol } C_4H_{10}} = 0,65 \text{ mol } O_2 \text{ se consumen.}$$

Como sólo hay disponibles 0,5 mol de oxígeno, podemos afirmar que **el reactivo limitante es el oxígeno.**

Ejercicio 4

Si hacemos saltar una chispa en el interior de un recipiente que contiene 5,8 g de butano (C_4H_{10}) y 16 g de oxígeno, los gases reaccionarán.

- Escribe y ajusta la ecuación de combustión del butano.
- Razona, haciendo los cálculos necesarios, cuál es el reactivo limitante.
- Una vez ha acabado la reacción, cuál es la masa que queda de cada reactivo.

Datos: M_{at} de C=12 , H=1 y O= 16.

Solución:



Al finalizar la reacción, no quedará nada de oxígeno ya que es el reactivo limitante.

Se calcula la cantidad de butano que reacciona con los 0'5 moles de oxígeno.

$$0'5 \cancel{\text{ mol } O_2} \cdot \frac{1 \text{ mol } C_4H_{10}}{6'5 \cancel{\text{ mol } O_2}} = 0'077 \text{ mol } C_4H_{10} \text{ se consumen.}$$

Se calcula la cantidad de butano que no reacciona. $n_{exceso} = n_{inicial} - n_{reaccionan}$

$$n_{exceso} = 0'1 - 0'077 = 0'023 \text{ mol de butano hay en exceso}$$

Se calcula la cantidad de butano que no reacciona, en gramos.

$$m = n \cdot Mr(C_4H_{10}) = 0'023 \cdot 58 = \boxed{1'33 \text{ g de } C_4H_{10} \text{ quedan.}}$$

Ejercicio 5

Se neutraliza una disolución acuosa de cloruro de hidrógeno con hidróxido de sodio.

a) Escribe y ajusta la reacción de neutralización.

b) ¿Cuántos moles de cloruro de hidrógeno son necesarios para reaccionar con 20 mL de hidróxido de sodio 0,1 M?

c) Si sabemos que en esta neutralización se han empleado 25 mL de una disolución de cloruro de hidrógeno de molaridad desconocida, averigua la molaridad de la disolución.

Solución:

Escribo la reacción de neutralización: $\text{HCl(ac)} + \text{NaOH(ac)} \longrightarrow \text{NaCl(ac)} + \text{H}_2\text{O}$

Calculo los moles de base: $n = M_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}} \longrightarrow n = 0'1 \cdot 20 \cdot 10^{-3} = \mathbf{0'002 \text{ mol NaOH}}$

Calculo los moles de ácido utilizando el factor de conversión correspondiente:

$0'002 \text{ mol NaOH} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol NaOH}} = 0'002 \text{ mol HCl son necesarios.}$

Calculo la concentración de ácido:

$M_{\text{HCl}} = \frac{n_{\text{HCl}}}{V_{\text{HCl}}} \longrightarrow M_{\text{HCl}} = \frac{0'002}{25 \cdot 10^{-3}} = \mathbf{0'08 \text{ M}}$

Ejercicio 6

Formula o nombra (según sea el caso) los compuestos siguientes:

| | |
|-----------------------|---|
| amoníaco | NH_3 |
| etano | $\text{CH}_3\text{-CH}_3$ |
| 1-propanol | $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{OH}$ |
| ácid metanoico | HCOOH |
| dietiléter | $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-O-CH}_2\text{-CH}_3$ |

| | |
|--|--|
| H_2SO_4 | Ácido sulfúrico |
| Al(OH)_3 | Hidróxido de aluminio |
| $\text{CH}_2=\text{CH-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3$ | 1-penteno o pent-1-eno |
| $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH}$ | Etanol |
| $\text{COOH-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3$ | Ácido butanoico o ácido butírico. |