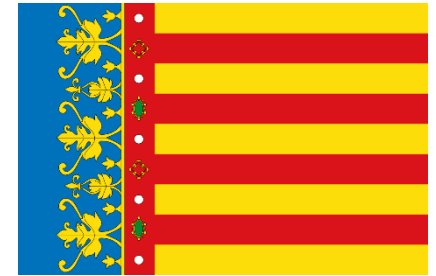
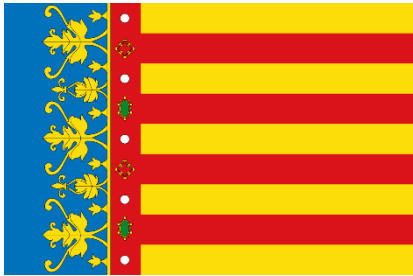


PRUEBA DE ACCESO A CICLOS FORMATIVOS DE
GRADO SUPERIOR

COMUNIDAD VALENCIANA

PARTE ESPECÍFICA

OPCIÓN C



QUÍMICA

JUNIO 2018

Conceptos necesarios

Los conceptos que utilizaremos para resolver este examen son:

- 1) Moles. Concentración de disoluciones.
- 2) Estructura del átomo. Los números cuánticos.
- 3) Configuración electrónica. Radio atómico.
- 4) Estequiometría.
- 5) Calculo de pH.
- 6) Formulación orgánica.

www.angelcuesta.com



Ejercicio 1

Se disuelven 171 gramos de sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$) en 2 litros de disolución. Calcula:

- El número de moles que contiene.
- La molaridad de la disolución.
- De esta disolución se toman 100 mL a los que se les añade agua hasta medio litro de disolución. ¿Cuál será la molaridad de la nueva disolución?

Datos: $M(O) = 16$; $M(C) = 12$; $M(H) = 1$

Solución:

Los moles se calculan a partir de la masa y de la masa molecular relativa del compuesto.

$$M_r(C_{12}H_{22}O_{11}) = 12 \cdot M_r(C) + 22 \cdot M_r(H) + 11 \cdot M_r(O) = 12 \cdot 12 + 22 \cdot 1 + 11 \cdot 16 = 342 \text{ g/mol}$$

$$n = \frac{m}{M_r} \longrightarrow n = \frac{171}{342} = \boxed{0'5 \text{ moles de } C_{12}H_{22}O_{11}}$$

La concentración molar se calcula mediante la fórmula:

$$M = \frac{\text{moles soluto}}{\text{Vol. disolución (L)}} \longrightarrow M = \frac{0'5}{2} = \boxed{0'25 \text{ mol/L}}$$

Ejercicio 1

Se disuelven 171 gramos de sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$) en 2 litros de disolución. Calcula:

a) El número de moles que contiene.

b) La molaridad de la disolución.

c) De esta disolución se toman 100 mL a los que se les añade agua hasta medio litro de disolución. ¿Cuál será la molaridad de la nueva disolución?

Datos: M (O) = 16 ; M (C) = 12 ; M (H) = 1

Solución:

Se calcula la masa de sacarosa que hay en 100 mL.

$$\text{moles soluto} = M \cdot \text{Vol. disolución (L)} \longrightarrow n = 0'25 \cdot 0'1 = 0'025 \text{ mol sacarosa}$$

Se calcula ahora la concentración al llevar esos 0'025 mol a medio litro de disolución.

$$M = \frac{\text{moles soluto}}{\text{Vol. disolución (L)}} \longrightarrow M = \frac{0'025}{0'5} = \boxed{0'05 \text{ mol/L}}$$

Ejercicio 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) $(3, 0, 0, -1/2)$

a) ¿Cuáles son posibles? Razona la respuesta.

b) En los casos posibles, identifica el orbital que representan.

Solución:

Hay 4 números cuánticos: n , l , m y s . En ese orden nos los da el enunciado.

Los posibles valores que pueden tomar son:

$$n = 1, 2, 3, \dots$$

$$l = 0, 1, 2, \dots, n - 1 \quad \text{Por lo que } l < n$$

$$m = -l, \dots, -1, 0, 1, \dots, l \quad \text{Por lo que } -l \leq m \leq l \quad \text{Esta condición descarta como válida la combinación ii).}$$

El resto de combinaciones son posibles. Ahora indicaré a que orbital representan.

$$\text{i) } (2, 1, -1, -1/2) \longrightarrow n = 2; l = 1 \longrightarrow \text{Orbital atómico } \mathbf{2p}.$$

$$\text{iii) } (4, 2, 2, 1/2) \longrightarrow n = 4; l = 2 \longrightarrow \text{Orbital atómico } \mathbf{4d}.$$

$$\text{iv) } (3, 0, 0, -1/2) \longrightarrow n = 3; l = 0 \longrightarrow \text{Orbital atómico } \mathbf{3s}.$$

Ejercicio 3

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

- Escribe sus configuraciones electrónicas.
- Justifica qué ion estable forma cada uno de ellos.
- Ordena los elementos anteriores de mayor a menor radio atómico.

Solución:

Para escribir las configuraciones electrónicas se utiliza la regla de Moeller.



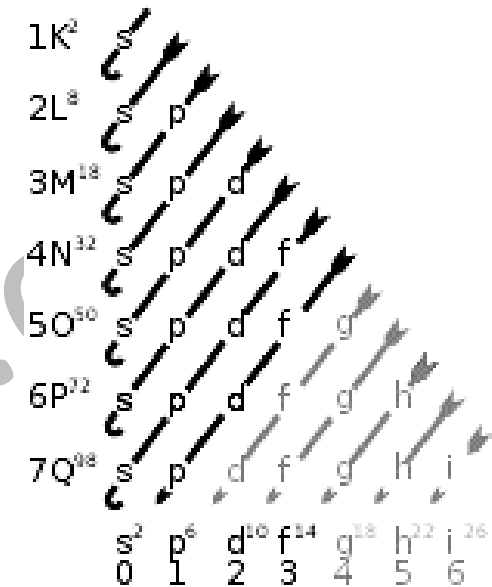
Para determinar el ion más estable que formarán, se debe tener en cuenta que la tendencia natural de los átomos es adquirir la configuración electrónica del gas noble más cercano. En este caso: np^6

El O debe ganar $2e^-$, por ello el ion más estable del O será O^{2-} .

El F debe ganar $1e^-$, por ello el ion más estable del F será F^- .

El Na debe perder $1e^-$, por ello el ion más estable del Na será Na^+ .

Fuente: Wikipedia



Ejercicio 3

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

a) Escribe sus configuraciones electrónicas.

b) Justifica qué ion estable forma cada uno de ellos.

c) Ordena los elementos anteriores de mayor a menor radio atómico.



Solución:

El elemento del tercer período (Na) es el de mayor radio atómico porque tienen un mayor número de capas. Y los del segundo período (O y F) son los de menor tamaño.

Por otro lado, se comparan los elementos del mismo período. A mayor número de protones, mayor será la carga nuclear y por lo tanto mayor será la atracción a los electrones de la última capa. Esa mayor fuerza de atracción provoca un menor radio atómico.

Por ello, siguiendo este razonamiento: $R(\text{O}) > R(\text{F})$.

Y así podemos terminar el ejercicio: $R(\text{Na}) > R(\text{O}) > R(\text{F})$



Ejercicio 4

El cloruro de hidrógeno en disolución acuosa ataca al cinc obteniéndose cloruro de cinc y desprendiendo gas hidrógeno. Si tenemos 100 g de cinc de pureza 90% que reacciona con exceso de cloruro de hidrógeno.

- Escribe y ajusta la reacción.
- Los gramos de cloruro de hidrógeno que se necesitarán para reaccionar con el cinc.
- El volumen de hidrógeno que se desprenderá a la presión de 1 atmósfera y 0 °C.

Datos: M_{at} de H=1 , Cl=35'5 y Zn= 65'4. $R=0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}/\text{mol}\cdot\text{K}$

Solución:

En primer lugar se escribe la ecuación química. $\text{Zn}(s) + 2 \text{HCl}(ac) \rightarrow \text{ZnCl}_2(s) + \text{H}_2(g)$

Se calculan los gramos de Zn a partir de la pureza. $m_{\text{Zn}} = 90 \text{ g de Zn}$

Se calculan los moles de Zn. $n = \frac{m}{M_r} \rightarrow n = \frac{90}{65'4} = 1'376 \text{ moles de Zn}$

Se aplica el factor de conversión correspondiente. $1'376 \text{ moles de Zn} \cdot \frac{2 \text{ mol de HCl}}{1 \text{ mol de Zn}} = 2'752 \text{ moles de HCl}$

Para calcular los gramos de cloruro de hidrógeno necesitamos su masa molecular.

$M_r(\text{HCl}) = M_r(\text{H}) + M_r(\text{Cl}) = 1 + 35'5 = 36'5 \text{ g/mol}$

Calculo los gramos de HCl: $m = n \cdot M_r(\text{HCl}) = 2'752 \cdot 36'5 = \boxed{100'45 \text{ g HCl se necesitan}}$

Ejercicio 4

El cloruro de hidrógeno en disolución acuosa ataca al cinc obteniéndose cloruro de cinc y desprendiendo gas hidrógeno. Si tenemos 100 g de cinc de pureza 90% que reacciona con exceso de cloruro de hidrógeno.

- Escribe y ajusta la reacción.
- Los gramos de cloruro de hidrógeno que se necesitarán para reaccionar con el cinc.
- El volumen de hidrógeno que se desprenderá a la presión de 1 atmósfera y 0 °C.

Datos: M_{at} de H=1 , Cl=35'5 y Zn= 65'4. $R=0,082 \text{ atm}\cdot\text{L/mol}\cdot\text{K}$

Solución: $Zn(s) + 2 HCl(ac) \rightarrow ZnCl_2(s) + H_2(g)$

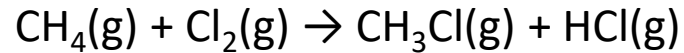
Se aplica el factor de conversión correspondiente. $1'376 \text{ moles de Zn} \cdot \frac{1 \text{ mol de } H_2}{1 \text{ mol de Zn}} = 1'376 \text{ moles de } H_2$

Se calcula el volumen aplicando la ecuación de los gases ideales.

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \longrightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{1'376 \cdot 0'082 \cdot 273}{1} = \boxed{30'8 \text{ L de } H_2}$$

Ejercicio 5

a) Haz un estudio de los enlaces que se rompen y los que se forman en el transcurso de la siguiente reacción:



b) Empleando las entalpías de enlace, calcula la entalpía de la reacción anterior.

Datos: Entalpías de enlace en kJ/mol: (C-H) = 414; (Cl-Cl) = 243; (C-Cl) = 339; (H-Cl)=432.

Solución:

Se rompen 4 enlaces C-H y 1 enlace Cl-Cl. Se forman 3 enlaces C-H, 1 enlace C-Cl y 1 enlace H-Cl.

La entalpía de la reacción se calcula con la fórmula: $\Delta H = \Sigma \Delta H(\text{Enlaces rotos}) - \Sigma \Delta H(\text{Enlaces formados})$

$$\Sigma H(\text{Enlaces rotos}) = 4 \cdot \Delta H(\text{C} - \text{H}) + \Delta H(\text{Cl} - \text{Cl}) = 4 \cdot 414 + 243 = 1899 \text{ kJ}$$

$$\Sigma H(\text{Enlaces formados}) = 3 \cdot \Delta H(\text{C} - \text{H}) + \Delta H(\text{C} - \text{Cl}) + \Delta H(\text{H} - \text{Cl}) = 3 \cdot 414 + 339 + 432 = 2013 \text{ kJ}$$

$$\Delta H = \Sigma \Delta H(\text{Enlaces rotos}) - \Sigma \Delta H(\text{Enlaces formados}) = 1899 - 2013 = -114 \text{ kJ}$$

La entalpía de la reacción es **-114 kJ**. Por ser negativa, podemos decir que la reacción es **exotérmica**.

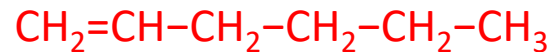
Ejercicio 6

Sabemos que el 1-hexeno y el 1-hexino son hidrocarburos.

- Explica brevemente el concepto y la composición química de los hidrocarburos.
- Escribe la fórmula semidesarrollada del 1-hexeno.
- Escribe la fórmula semidesarrollada del 1-hexino.
- Razona si el 1-hexeno y el 1-hexino son isómeros entre sí.
- Formula y nombra un isómero de posición del 1-hexeno

Solución:

Un hidrocarburo es una sustancia formada por carbono e hidrógeno. Su estructura está definida por una cadena de carbonos enlazados entre sí. Los hidrógenos se unen a los carbonos de la cadena. Cada átomo de carbono tiene 4 enlaces disponibles que utilizará para enlazarse a otros átomos de carbono o a átomos de hidrógeno.



Dos sustancias son isómeros si tienen la misma fórmula molecular. En este caso no son isómeros porque sus fórmulas moleculares son distintas. 1-hexeno (C_6H_{12}) y 1-hexino (C_6H_{10})

Un isómero de posición del 1-hexeno sería el 2-hexeno. $\text{CH}_2-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$