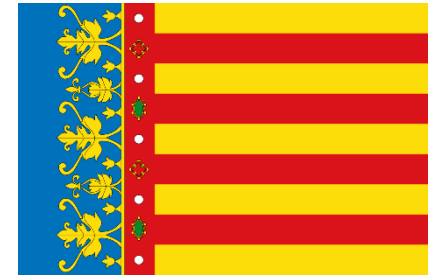
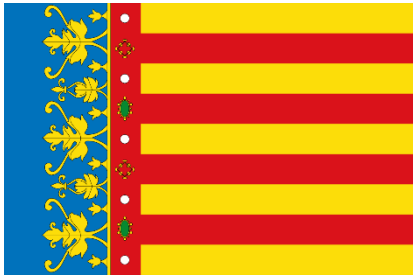


PRUEBA DE ACCESO A CICLOS FORMATIVOS DE
GRADO SUPERIOR

COMUNIDAD VALENCIANA

PARTE ESPECÍFICA

OPCIÓN C



QUÍMICA

JUNIO 2016

Conceptos necesarios

Los conceptos que utilizaremos para resolver este examen son:

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

www.angelcuesta.com



Ejercicio 1

Calcula la composición centesimal del sulfato de calcio (CaSO_4). ¿Cuántos gramos de calcio están contenidos en 3,5 moles de sulfato de calcio?

Masas atómicas: Ca = 40 u; S = 32 u; O = 16 u.

Solución:

La **composición centesimal** indica el porcentaje en masa, de cada elemento que forma parte de un compuesto.

$$\%(Ca) = \frac{M_r(Ca)}{M_r(CaSO_4)} \cdot 100 = \frac{40}{40 + 32 + 4 \cdot 16} \cdot 100 = \frac{40}{136} \cdot 100 = 29'41\%$$

$$\%(S) = \frac{M_r(S)}{M_r(CaSO_4)} \cdot 100 = \frac{32}{136} \cdot 100 = 23'53\%$$

$$\%(O) = \frac{4 \cdot M_r(O)}{M_r(CaSO_4)} \cdot 100 = \frac{4 \cdot 16}{136} \cdot 100 = 47'06\%$$

La composición centesimal será: **29'41% de Ca, 23'53% de S y 47'06% de O.**

Los gramos de CaSO_4 se calculan a partir de los moles y de la masa molecular del compuesto.

$$m = n \cdot M_r \longrightarrow m = 3'5 \cdot 136 = 476 \text{ g } CaSO_4$$

Y los gramos de Calcio a partir de la masa total y del porcentaje de Ca.

$$m_{Ca} = \frac{\%(Ca)}{100} \cdot m = \frac{29'41}{100} \cdot 476 = 140 \text{ g } Ca$$

La masa de Calcio será de **140 gramos.**

Ejercicio 2

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

a) Indica el número de protones, neutrones y electrones de cada uno.

b) Explica si estos átomos pueden ser isótopos entre si.

Solución:

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

Debido a ello, podemos escribir que: **$A=Z+N$ y $N=A-Z$**

${}_{34}^{80}X$ El número de protones coincide con Z, por lo tanto es **34**. El valor de A se observa que es **80**.
Como el átomo es neutro, el número de electrones es igual al de protones, **34**.
El número de neutrones será: $N=80-34=46$

${}_{34}^{82}Y$ El número de protones coincide con Z, por lo tanto es **34**. El valor de A se observa que es **82**.
Como el átomo es neutro, el número de electrones es igual al de protones, **34**.
El número de neutrones será: $N=82-34=48$

${}_{34}^{82}Z$ El número de protones coincide con Z, por lo tanto es **36**. El valor de A se observa que es **80**.
Como el átomo es neutro, el número de electrones es igual al de protones, **36**.
El número de neutrones será: $N=82-36=46$

Los átomos ${}_{34}^{80}X$ y ${}_{34}^{82}Y$ son isótopos porque tienen el mismo número de protones y distinto número de neutrones.

Ejercicio 3

Indica el tipo de enlace o de fuerza intermolecular que se debe romper en los siguientes procesos:

a) Vaporizar agua (H_2O).

Las moléculas de agua se atraen mediante enlaces o puentes de hidrógeno. Por ello, cuando se vaporiza agua, **hay que romper los enlaces de hidrógeno que las unen.**

b) Fundir sal común (NaCl).

El cloruro de sodio forma una red cristalina puesto que es un compuesto iónico. La energía necesaria para fundir dicha red, será la energía reticular. **El tipo de enlace que se debe romper es el enlace iónico.**

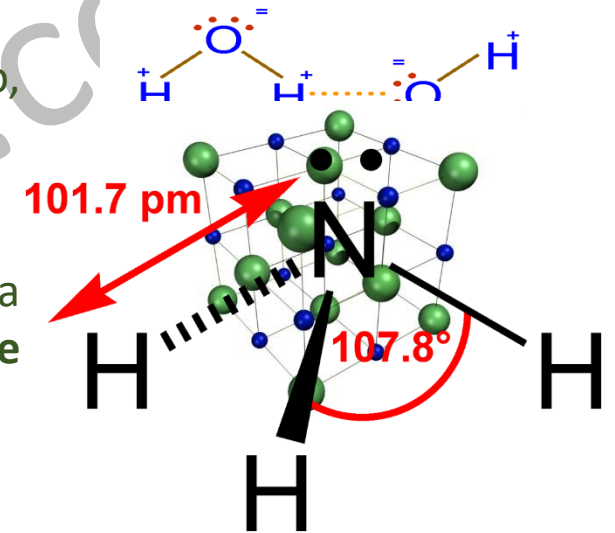
c) Descomponer el amoníaco (NH_3) en sus componentes, hidrógeno y nitrógeno.

El nitrógeno y el hidrógeno se enlazan mediante un enlace covalente. **Por lo tanto, hay que romper un enlace covalente.**

d) Vaporizar bromo (Br_2).

Las moléculas de bromo se atraen mediante fuerzas de Van der Waals. Por ello, cuando se vaporiza bromo, **hay que vencer las fuerzas del Van der Waals.**

e) Fundir hierro (Fe). Los átomos de hierro forman una red cristalina. La fuerza que debe vencerse es la del **enlace metálico.**



Ejercicio 4

La urea es un compuesto de gran importancia industrial en la fabricación de fertilizantes. Se obtiene a partir de dióxido de carbono y de amoníaco según la siguiente reacción:



En un recipiente se introduce 1 kg de dióxido de carbono y 1 kg de amoníaco a la presión y temperatura adecuadas para que se produzca la reacción. Calcula la masa de urea que se obtendrá.

Masas atómicas: H=1; C=12; N=14; O=16.

Solución:

En primer lugar se calculan los moles iniciales de CO_2 y NH_3 . Necesitamos su masa molecular.

$$M_r(CO_2) = M_r(C) + 2 \cdot M_r(O) = 12 + 2 \cdot 16 = 44 \text{ g/mol} \quad n = \frac{m}{M_r} \longrightarrow n = \frac{1000}{44} = 22'73 \text{ moles de } CO_2$$

$$M_r(NH_3) = M_r(N) + 3 \cdot M_r(H) = 14 + 3 \cdot 1 = 17 \text{ g/mol} \quad n = \frac{m}{M_r} \longrightarrow n = \frac{1000}{17} = 58'82 \text{ moles de } NH_3$$

Se debe calcular cual es el reactivo limitante. Para ello se utiliza el factor de conversión correspondiente.

$$22'73 \text{ moles de } CO_2 \cdot \frac{2 \text{ mol de } NH_3}{1 \text{ mol de } CO_2} = 45'46 \text{ moles de } NH_3 \text{ se consumen.}$$

Como sobra NH_3 (porque hay 58'82 moles) **el reactivo limitante es el CO_2 .**

Ejercicio 4

La urea es un compuesto de gran importancia industrial en la fabricación de fertilizantes. Se obtiene a partir de dióxido de carbono y de amoníaco según la siguiente reacción:



En un recipiente se introduce 1 kg de dióxido de carbono y 1 kg de amoníaco a la presión y temperatura adecuadas para que se produzca la reacción. Calcula la masa de urea que se obtendrá.

Masas atómicas: H=1; C=12; N=14; O=16.

Solución:

Se utiliza el reactivo limitante para calcular la cantidad de urea. Para ello se utiliza el factor de conversión correspondiente.

$$22'73 \text{ moles de } CO_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de } CO(NH_2)_2}{1 \text{ mol de } CO_2} = 22'73 \text{ moles de } CO(NH_2)_2 \text{ se producen.}$$

Se calcula la masa de urea. Necesitamos su masa molecular.

$$M_r(CO(NH_2)_2) = M_r(C) + M_r(O) + 2 \cdot M_r(N) + 4 \cdot M_r(H) = 12 + 16 + 2 \cdot 14 + 4 \cdot 1 = 60 \text{ g/mol}$$

$$m = n \cdot M_r(CO(NH_2)_2) = 22'73 \cdot 60 = 1363'8 \text{ g } CO(NH_2)_2$$

La cantidad de urea producida será de **1363'8 gramos**.

Ejercicio 5

Para preparar una disolución de hidróxido de sodio (NaOH) se pesaron 1,2 g de compuesto y se añadió agua hasta un volumen total de 500 mL.

a) Calcula la molaridad de la disolución.

b) Calcula el pH de dicha disolución.

Datos: Masas atómicas Na = 23 u; O = 16 u; H = 1 u.

Solución:

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

$M_r(\text{NaOH}) = M_r(\text{Na}) + M_r(\text{O}) + M_r(\text{H}) = 23 + 16 + 1 = 40 \text{ g/mol}$

$$n = \frac{m}{M_r} \longrightarrow n = \frac{1'2}{40} = \boxed{0'03 \text{ moles de NaOH}}$$

La concentración molar se calcula mediante la fórmula:

$$M = \frac{\text{moles soluto}}{\text{Vol. disolución (L)}} \longrightarrow M = \frac{0'03}{0'5} = \boxed{0'06 \text{ mol/L}}$$

Ejercicio 5

Para preparar una disolución de hidróxido de sodio (NaOH) se pesaron 1,2 g de compuesto y se añadió agua hasta un volumen total de 500 mL.

a) Calcula la molaridad de la disolución.

b) Calcula el pH de dicha disolución.

Datos: Masas atómicas Na = 23 u; O = 16 u; H = 1 u.

Solución:

El hidróxido de sodio es una base fuerte, por lo que se disocia completamente según la ecuación química:



Concentración Inicial	0'06	---	---
Concentración final	---	0'06	0'06

Como puede verse en el cuadro, la concentración de **OH⁻ es 0'06 M**

Para calcular la concentración de H₃O⁺ debemos recordar que: $K_w = [H_3O^+] \cdot [OH^-]$

Sustituyendo: $[H_3O^+] = \frac{10^{-14}}{0'06} = 1'67 \cdot 10^{-13} \text{ M}$ $[H_3O^+] = \frac{K_w}{[OH^-]}$

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log(1'67 \cdot 10^{-13}) = \mathbf{12'78}$$

El pH de la disolución será **12'78**, que es básico.

Ejercicio 6

Escribe el nombre o la fórmula, según corresponda, de los siguientes compuestos:

NH_3 Compuesto inorgánico del tipo de los hidruros volátiles.

Por ser muy común se le puede llamar con su nombre vulgar. **Amoníaco.**

También se puede nombra como **azano o trihidruro de nitrógeno.**

H_2SO_4 Compuesto inorgánico del tipo de los oxoácidos.

Por ser muy común debemos conocer su nombre. **Ácido sulfúrico.**

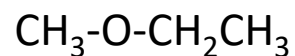
KNO_3 Compuesto inorgánico que proviene de los iones potasio (1+) y nitrato (1-)



El nitrógeno cuando forma oxoácidos y oxosales, utiliza los estados de oxidación 1+,3+ y 5+. En este caso utiliza el estado de oxidación 5+, y por eso se le asigna la terminación -ato.

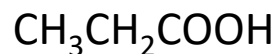
El nombre del compuesto es **nitrato de potasio.**

Ejercicio 6



Compuesto orgánico de la familia de los Éteres. Su formula general es $\text{R-O-R}'$
Se nombran los dos sustituyentes con 1 y 2 carbonos respectivamente, metil y etil.

Por lo tanto su nombre es **etilmetiléter**.



Compuesto orgánico de la familia de los ácidos carboxílicos. Su formula general es R-COOH
Puesto que tiene 3 carbonos, se utiliza el prefijo prop.

Por lo tanto su nombre es **ácido propanoico**.

Tetracloruro de carbono

Compuesto inorgánico binario formado por dos no metales.

El nombre nos indica que está formado por 1 átomo de carbono y 4 de cloro.

La fórmula del compuesto sería **CCl_4** .

Hidróxido de sodio

Compuesto inorgánico de la familia de los hidróxidos.

Se combinan los iones Na^+ y OH^-

La fórmula del compuesto sería **NaOH** .

Ejercicio 6

3-metil-1-buteno Compuesto orgánico de la familia de los alquenos. Posee un doble enlace.
La cadena principal tiene 4 carbonos, y en el tercer carbono un sustituyente metilo.



Etanol Compuesto orgánico de la familia de los alcoholes. Su formula general es $\text{R}-\text{OH}$
Como tiene el prefijo et, tiene 2 carbonos.

Por lo tanto la fórmula del compuesto es: $\text{CH}_3-\text{CH}_2\text{OH}$

Etilamina Compuesto orgánico de la familia de las aminas. Su formula general es $\text{R}-\text{NH}_2$
Como tiene el prefijo et, tiene 2 carbonos.

Por lo tanto la fórmula del compuesto es: $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{NH}_2$