

UNIVERSIDAD NACIONAL DE EDUCACIÓN A DISTANCIA
INTRODUCCIÓN A LA QUÍMICA
Curso de acceso directo
Junio 2004 - TARDE

Instrucciones:

Código: 00 020 Duración: 2 horas

Material: Se permite utilizar calculadora. No se puede usar la Tabla Periódica de los elementos.

Puntuación: Cuestiones: máximo 1 punto, Problemas: máximo 2 puntos.

CUESTIONES

- 1.- Sabiendo que el cobre natural tiene dos isótopos ${}^{63}_{29}\text{Cu}$ y ${}^{65}_{29}\text{Cu}$ de masas atómicas 62,9298 y 64,9278; y que la masa atómica del mismo es 63,54. Calcular la proporción en que se hallan mezclados los isótopos. *

RESOLUCIÓN

El peso atómico o masa atómica media es la media ponderada de las masas atómicas de todos los isótopos de un elemento. Para calcularlo, vamos a tomar una muestra de 100 átomos en la cual habrá: "X" átomos de Cu-63 y (100 - X) átomos de Cu-65, y la media ponderada de sus masas atómicas es 63,54. Así, tendremos que:

$$63,54 = \frac{X \cdot 62,9298 + (100 - X) \cdot 64,9278}{100}; \text{ de donde } 6354 = 62,9298 \cdot X + 6492,78 - 64,9278 \cdot X; \text{ y}$$

de ahí calculamos la composición, de la muestra, que es:

$$X = 69,46 \% \text{ de Cu-63 y} \\ 100 - 69,46 = 30,54 \% \text{ de Cu-65}$$

-
- 2.- Defina energía (potencial) de ionización. Explique cómo depende el potencial de ionización de la carga nuclear y del tamaño de los átomos.

-
- 3.- Dados los elementos A, B y C de números atómicos 19, 17 y 12, respectivamente, indique, razonando la respuesta:

- a) Estructura electrónica de sus respectivos estados fundamentales;
b) Tipo de enlace formado cuando se unen A y B y cuando se unen entre sí átomos de C. *

RESOLUCIÓN

Las respectivas configuraciones electrónicas de estos tres átomos son:

A: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ Se encuentra en el Grupo 1, Periodo 4. Es el POTASIO
B: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ Se encuentra en el Grupo 17, Periodo 3. Es el CLORO
C: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ Se encuentra en el Grupo 2, Periodo 3. Es el MAGNESIO

Cuando se unen A y B el elemento A es un metal cuya electronegatividad es baja por lo que tiende a ceder sus electrones de valencia, mientras que el elemento B es un no metal cuya electronegatividad es alta por lo que tiende a ganar electrones para completar su capa electrónica externa. Por tanto, el elemento A cederá su electrón al elemento B, quedando ambos con carga: A^{1+} y B^{1-} , formándose entre ambos un ENLACE IÓNICO.

El elemento B es también un metal, con una electronegatividad baja, por lo que no tiene tendencia a ganar electrones para completar su última capa (necesitará 6 electrones) por lo que cuando se une a otro átomo de ese mismo elemento, entre ambos se formará un enlace metálico.

-
- 4.- Si tenemos tres mol de átomos de magnesio y los sometemos a una combustión, ¿cuál sería la cantidad de óxido de magnesio formado, expresado en gramos? Datos: Masas atómicas: Mg = 24,31; O = 16. $\text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow \text{MgO}$ (sin ajustar). *

RESOLUCIÓN

La reacción que tiene lugar, ya ajustada es: $2 \text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{MgO}$ Y de acuerdo con su estequiometría, vemos que por cada 2 moles de átomos de Magnesio se forman otras dos moles de moléculas de óxido de magnesio, es decir el mismo número, por lo que si se disponía de tres moles de átomos de magnesio se formarán tres moles de moléculas de óxido de magnesio.

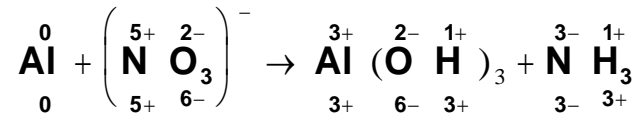
Teniendo en cuenta que su peso molecular es: $\text{MgO} = 24,31 + 16 = 40,31 \text{ g/mol}$, por lo que la masa total obtenida (tres moles) es : $g = 3 \cdot 40,31 = 120,93 \text{ gramos que se obtienen de MgO}$

5.- Indicar cuál es el oxidante y cuál el reductor en el siguiente proceso de oxidación-reducción, sin ajustar:



RESOLUCIÓN

Los números de oxidación de todos los elementos que intervienen en la reacción son:



En la cual vemos que el oxidante es el ion NITRATO: (NO_3^-) , mientras que el reductor es el ALUMINIO

Las semirreacciones correspondientes a ambos son:

| | | |
|---|--|--|
| $\text{Al} \rightarrow \text{Al(OH)}_3$ | Las cuales, una vez ajustadas, quedan: | $\text{Al} + 3 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Al(OH)}_3 + 3 \text{H}^+ + 3 \text{e}^-$ |
| $\text{NO}_3^- \rightarrow \text{NH}_3$ | | $\text{NO}_3^- + 9 \text{H}^+ + 5 \text{e}^- \rightarrow \text{NH}_3 + 3 \text{H}_2\text{O}$ |

Para igualar los electrones, multiplicamos la 1ª por 5 y la segunda por 3, sumándolas a continuación para obtener la reacción iónica total:

| | |
|---|--|
| $5 \text{Al} + 15 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 5 \text{Al(OH)}_3 + 15 \text{H}^+ + 15 \text{e}^-$ | $5 \text{Al} + 3 \text{NO}_3^- + 6 \text{H}_2\text{O} + 12 \text{H}^+ \rightarrow 3 \text{NH}_3 + 5 \text{Al(OH)}_3$ |
| $3 \text{NO}_3^- + 27 \text{H}^+ + 15 \text{e}^- \rightarrow 3 \text{NH}_3 + 9 \text{H}_2\text{O}$ | |

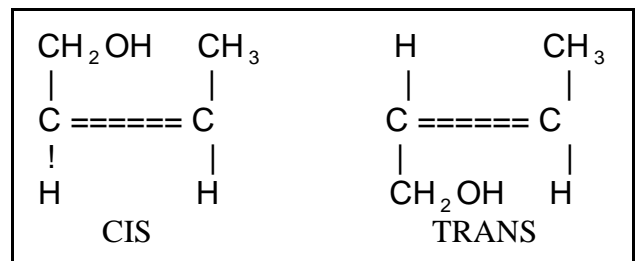
6 - Justifique cuáles de los siguientes compuestos pueden presentar isomería cis-trans:

a) $\text{CH}_3\text{-C=C-CH}_2\text{OH}$; b) $(\text{CH}_3)_2\text{-C=CH-CH}_3$; c) ClCH=CHCl

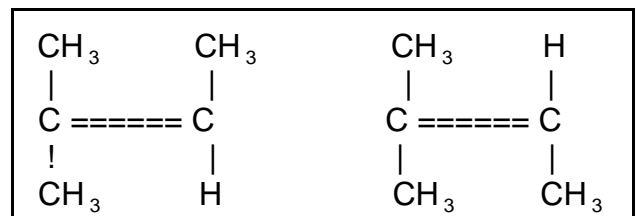
RESOLUCIÓN

Para que un compuesto orgánico presente isomería CIS TRANS debe tener un doble enlace de tal forma que los dos carbonos unidos por el doble enlace tengan sus otros dos enlaces unidos a dos radicales tales que uno de ellos sea igual en ambos Carbonos y el otro sea diferente

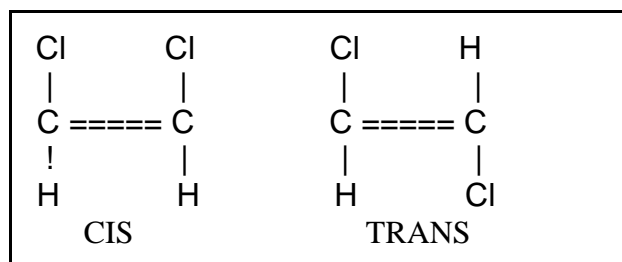
A) En el compuesto que nos dan a los dos C unidos por el doble enlace les falta un enlace, que vamos a suponer está completo con un H, es decir, el compuesto será: $\text{CH}_3\text{-CH=CH-CH}_2\text{OH}$. Si representamos todos los enlaces en el plano, vemos que este compuesto sí presenta isomería CIS-TRANS, al poder situarse los H de los carbonos unidos por el doble enlace al mismo o a diferente lado



B) Si hacemos una representación similar para el compuesto B , vemos que no puede presentar este tipo de isomería ya que en uno de los dos carbonos los radicales son iguales, por lo que el H del otro átomo de C estará siempre acompañado a su lado por un radical idéntico



C) La representación del compuesto C es similar a la primera, ya que pueden darse dos posicionamientos: con los H a un mismo lado y los Cl al otro (isómero CIS) o bien con uno a cada lado (isómero TRANS)



Problemas

1.- ¿Cuántos: a) mol de O₂; b) moléculas de O₂ y c) átomos de O están contenidos en 40,0 g de oxígeno gaseoso a 25 °C. Datos: Masa atómica: O = 16.

RESOLUCIÓN

Las relaciones entre las diferentes cantidades que nos piden o dan es:

| | | | | |
|-------------------------|----------|--|---------------------|------|
| 1 mol de O ₂ | contiene | 6,023.10 ²³ moléculas de O ₂ | y tiene una masa de | 32 g |
| X | | Y | | 40 g |

De donde: Moles de O₂ $\implies X = \frac{40,0}{32} = 1,25 \text{ moles de O}_2$

Moléculas de O₂ $\implies Y = \frac{40,0 \cdot 6,023 \cdot 10^{23}}{32} = 7,53 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de O}_2$

Para determinar el número de átomos hemos de tener presente la fórmula del compuesto: O₂, en la cual vemos que cada molécula contiene 2 átomos, por lo que el número de átomos de oxígeno que tenemos será:

Nº átomos O = 2 · 7,53 · 10²³ = 1,51 · 10²⁴ átomos de Oxígeno

2.- Se dispone de una disolución acuosa de ácido sulfúrico del 98% de riqueza en peso y densidad 1,84 g/mL. ¿Qué volumen de esta disolución se necesita para preparar 0,5 litros de otra disolución de ácido sulfúrico 0,3 M? Datos: Masas atómicas: H = 1; O = 16; S = 32.

RESOLUCIÓN

Haciendo un balance de materia, hemos de tener en cuenta que todo el H₂SO₄ existente en la disolución a preparar hemos de tomarlo del reactivo comercial de que se dispone, añadiéndole la cantidad de agua que sea necesaria.

Por ello, vamos a determinar la cantidad de H₂SO₄ puro necesario para preparar 0,5 litros = 500 cm³ de la disolución 0,3 Molar utilizando la expresión que nos da la Molaridad de una disolución.

A partir de esta fórmula de la Molaridad: $M = \frac{g}{Pm \cdot V}$; $0,3 = \frac{g}{98,0,5}$; de donde: **g = 14,7 g** de ácido sulfúrico puro (soluto) que se necesitan para preparar la disolución pedida, y estos 14,7 g hemos de tomarlos del reactivo comercial del que se dispone: del 98% en peso y d = 1,84 g/ml

Se determina primero la masa del reactivo comercial teniendo en cuenta que tiene un 98% de riqueza:

$$98 = \frac{14,7 \cdot 100}{g_{\text{REACTIVO}}}; g_{\text{REACTIVO}} = \frac{14,70 \cdot 100}{98} = 15,0 \text{ g de reactivo comercial}$$

y, conociendo la densidad de este reactivo comercial, podemos calcular el volumen del mismo que se necesita:

$$d = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}}; 1,84 = \frac{15,0}{V}; V = \frac{15,0}{1,84};$$

V = 8,15 cm³ hemos de tomar del H₂SO₄ comercial del 98% hemos de tomar