

# PRUEBAS EBAU QUÍMICA

Juan P. Campillo Nicolás

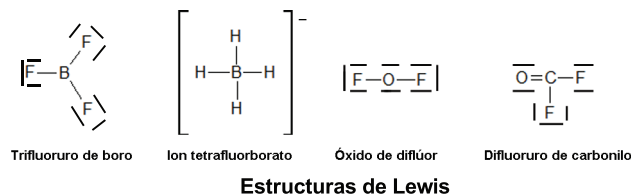
5 de julio de 2017

## 1. EL ÁTOMO. ENLACE QUÍMICO.

1. Considere las especies químicas:  $\text{BF}_3$ ,  $\text{BF}_4^-$ ,  $\text{F}_2\text{O}$  y  $\text{F}_2\text{CO}$  y responda a las cuestiones siguientes: a) Represente las estructuras de Lewis de cada una de las especies químicas anteriores. b) Explique razonadamente la geometría de cada una de estas especies químicas. c) Considerando las moléculas  $\text{BF}_3$  y  $\text{F}_2\text{O}$ , explique en qué caso el enlace del flúor con el átomo central es más polar. d) Explique razonadamente la polaridad de las moléculas  $\text{BF}_3$ ,  $\text{F}_2\text{O}$  y  $\text{F}_2\text{CO}$ . Datos.- Números atómicos: B = 5; C = 6; O = 8; F = 9.

### Respuesta:

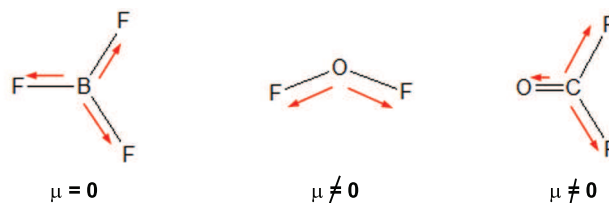
- a) las estructuras de Lewis se muestran en la siguiente imagen:



b) En el  $\text{BF}_3$ , la estructura es **trigonal plana**, debido a la equivalencia de los tres enlaces B-F, debida a una hibridación  $sp^2$  para el B. En el  $\text{BF}_4^-$ , la estructura es **tetraédrica**, al producirse una hibridación  $sp^3$  en el B. Para el  $\text{F}_2\text{O}$ , la hibridación para el O es  $sp^3$ . La existencia de dos pares de electrones no compartidos en el átomo de hidrógeno determina que la forma de la molécula sea **angular**. Por último, la molécula de  $\text{F}_2\text{CO}$  tiene una estructura **trigonal plana**. la hibridación en el átomo de C es de tipo  $sp^2$ .

c) El enlace será más polar en el caso del  **$\text{BF}_3$** , debido a la mayor diferencia de electronegatividad entre B y F que entre C y F.

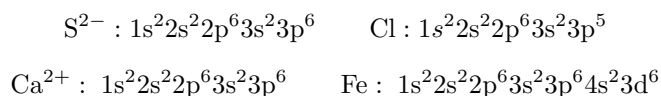
d) La molécula de  $\text{BF}_3$  es apolar, mientras que las moléculas de  $\text{F}_2\text{O}$  y  $\text{F}_2\text{CO}$  son polares, como se explica mediante la siguiente imagen:



2. a) Escriba la configuración electrónica de cada una de las siguientes especies en estado fundamental:  $\text{S}^{2-}$ , Cl,  $\text{Ca}^{2+}$  y Fe. b) Explique, justificando la respuesta, si son ciertas o falsas las afirmaciones siguientes: b.1) La primera energía de ionización del átomo de azufre es mayor que la del átomo de cloro. b.2) El radio atómico del cloro es mayor que el radio atómico del calcio. Datos.- Números atómicos: S = 16, Cl = 17; Ca = 20; Fe = 26.

### Respuesta:

- a) Las respectivas configuraciones electrónicas son las siguientes:

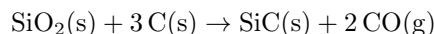


- b) b.1: La afirmación es **incorrecta**, pues el cloro se encuentra más a la derecha que el S en la tabla

periódica, aumentando la energía de ionización de izquierda a derecha. b.2: La afirmación es **incorrecta**, pues el radio atómico aumenta hacia abajo en un grupo, y de derecha a izquierda en un periodo

## 2. ESTEQUIOMETRÍA.

1. El carburo de silicio, SiC, es un material empleado en diversas aplicaciones industriales como, por ejemplo, para la construcción de componentes que vayan a estar expuestos a temperaturas extremas. El SiC se sintetiza de acuerdo con la reacción:



- a) ¿Qué cantidad de SiC (en g) se obtendrá a partir de 4,5 g de SiO<sub>2</sub> cuya pureza es del 97%? b) ¿Cuántos g de SiC se obtendrían poniendo en contacto 10 g de SiO<sub>2</sub> puro con 15 g de carbono y qué masa sobraría de cada uno de los reactivos? Datos.- Masas atómicas relativas: C = 12; O = 16; Si = 28.

### Respuesta:

- a) 4,5 g de SiO<sub>2</sub> del 97% contiene una cantidad de óxido puro  $m = 4,5 \cdot 0,97$ . Teniendo en cuenta que un mol de SiO<sub>2</sub> tiene una masa de 60 g, mientras que un mol de SiC tiene una masa de 40 g, podremos escribir la siguiente relación:

$$\frac{60 \text{ g SiO}_2}{4,5 \cdot 0,97 \text{ g SiO}_2} = \frac{40 \text{ g SiC}}{x \text{ g SiC}} \quad x = \mathbf{2,91 \text{ g SiC}}$$

- b) Para calcular la masa de SiC obtenida, debemos determinar cuál es el reactivo limitante. Para ello, utilizamos la siguiente relación:

$$\frac{60 \text{ g SiO}_2}{10 \text{ g SiO}_2} = \frac{3 \cdot 12 \text{ g C}}{x \text{ g C}} \quad x = 6 \text{ g C}$$

Con lo que el reactivo limitante es el SiO<sub>2</sub>, habiendo un exceso de  $15 - 6 = \mathbf{9 \text{ g de C}}$ . la masa de SiC obtenida saldría de la igualdad:

$$\frac{60 \text{ g SiO}_2}{10 \text{ g SiO}_2} = \frac{40 \text{ g SiC}}{x \text{ g SiC}} \quad \text{Siendo : } x = \mathbf{6,67 \text{ g SiC}}$$

## 3. CINÉTICA DE REACCIONES.

1. Considere la reacción:  $A + B \rightarrow C$ . Se ha observado que cuando se duplica la concentración de A la velocidad de la reacción se cuadruplica. Por su parte, al disminuir la concentración de B a la mitad, la velocidad de la reacción permanece inalterada. Responda razonadamente las siguientes cuestiones:
- a) Deduzca el orden de reacción respecto de cada reactivo y escriba la ley de velocidad de la reacción. b) Cuando las concentraciones iniciales de A y B son 0,2 y 0,1 M respectivamente, la velocidad inicial de la reacción alcanza el valor de  $3,6 \cdot 10^{-3} \text{ M} \cdot \text{s}^{-1}$ . Obtenga el valor de la constante de velocidad. c) ¿Cómo variará la velocidad de la reacción a medida que avance el tiempo? d) ¿Qué efecto tendrá sobre la velocidad de la reacción un aumento de la temperatura a la cual se lleva a cabo?

### Respuesta:

- a) La ecuación de velocidad puede ser expresada de la forma:

$$v = k[A]^\alpha[B]^\beta (*)$$

Cuando la concentración de A se haga doble, tendremos;  $v_2 = 4 v = k (2[A])^\alpha[B]^\beta$ . Dividiendo esta expresión por la expresión (\*), tendremos:

$$\frac{4v}{v} = 4 = 2^\alpha$$

Con lo que  $\alpha = 2$ . Cuando la concentración de B disminuye a la mitad, la velocidad no varía, por lo que podremos poner:  $v_3 = k [A]^2 \left(\frac{[B]}{2}\right)^\beta$ . Dividiendo por (\*) nos queda:

$$\frac{v}{v} = 1 = \left(\frac{1}{2}\right)^\beta$$

Obteniéndose  $\beta = 0$ . la ecuación de velocidad quedará, finalmente:

$$v = k[A]^2$$

b) Para  $[A] = 0,2 \text{ M}$ , tendremos:

$$3,6 \cdot 10^{-3} = k \cdot 0,2^2 \quad k = 0,09 \text{ mol}^{-1} \cdot \text{L} \cdot \text{s}^{-1}$$

c) La velocidad irá disminuyendo, al hacerlo así la concentración de A.

d) Aplicando la ecuación de Arrhenius:

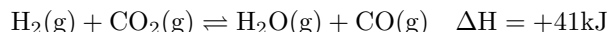
$$k = A e^{-E_a/RT}$$

Veremos que, al aumentar la temperatura, **aumenta la constante k y, por tanto, la velocidad** de la reacción.

#### 4. TERMOQUÍMICA.

#### 5. EQUILIBRIO QUÍMICO.

1. Considere el siguiente equilibrio:

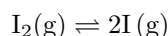


Indique razonadamente cómo afectará cada uno de los siguientes cambios a la concentración de  $\text{H}_2(\text{g})$  presente en la mezcla en equilibrio a) Adición de  $\text{CO}_2$ . b) Aumento de la temperatura a presión constante. c) Disminución del volumen a temperatura constante. d) Duplicar las concentraciones de  $\text{CO}_2$  y  $\text{H}_2\text{O}$  inicialmente presentes en el equilibrio manteniendo la temperatura constante.

**Respuesta:**

- a) El equilibrio se desplazará hacia la derecha, por lo que la concentración de hidrógeno **disminuirá**.
- b) Al aumentar la temperatura, el equilibrio se desplazará hacia la derecha, con lo cual la concentración de hidrógeno **disminuirá**.
- c) Un aumento de presión no afecta al equilibrio, debido a que el número de moles de sustancias gaseosas es el mismo en ambos miembros. La concentración de hidrógeno **no varía**.
- d) El equilibrio no se ve alterado. **No hay variación** en la concentración de hidrógeno.

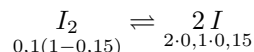
2. A  $1200^\circ \text{C}$  el  $\text{I}_2(\text{g})$ , se disocia parcialmente según el siguiente equilibrio:



En un recipiente cerrado de 10 L de capacidad, en el que previamente se ha hecho el vacío, se introduce 1 mol de yodo. Una vez alcanzado el equilibrio a  $1200^\circ \text{C}$ , el 15 % de las moléculas de yodo se han disociado en átomos de yodo. Calcule: a) El valor de  $K_c$  y el valor de  $K_p$ . b) La presión parcial de cada uno de los gases presentes en el equilibrio a  $1200^\circ \text{C}$ . Datos.-  $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ .

**Respuesta:**

a) La concentración inicial de iodo será:  $[I_2]_0 = 1/10 = 0,1$  M. El equilibrio se puede representar así:



la constante  $K_c$  será:

$$K_c = \frac{[I]^2}{[I_2]} = \frac{0,030^2}{0,085} = 0,01 \quad K_p = K_c(RT)^1 = 0,01 \cdot 0,082 \cdot 1473 = 1,21$$

b) Aplicando la ecuación de los gases perfectos, las presiones parciales serán:

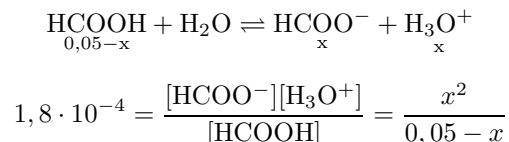
$$p_I = 2 \cdot 0,1 \cdot 0,15 \cdot 0,082 \cdot 1473 = 3,62 \text{ atm} \quad p_{I_2} = 0,1 \cdot 0,85 \cdot 0,082 \cdot 1473 = 10,27 \text{ atm}$$

**6. ÁCIDOS Y BASES.**

1. En un laboratorio se tienen dos matraces: uno que contiene 20 mL de una disolución de ácido nítrico,  $HNO_3$ , 0,02 M y otro conteniendo 20 mL de ácido fórmico,  $HCOOH$ , de concentración inicial 0,05 M.  
a) Calcule el pH de cada una de estas dos disoluciones. b) ¿Qué volumen de agua habría que añadir para que el pH de las dos disoluciones fuera el mismo? Datos.-  $K_a(HCOOH) = 1,8 \cdot 10^{-4}$

**Respuesta:**

a) El pH de la disolución de  $HNO_3$  será:  $pH = -\log 0,02 = 1,70$ . Para calcular el pH de la disolución de  $HCOOH$ , partimos del equilibrio:



Resolviendo la ecuación, obtenemos  $x = 2,91 \cdot 10^{-3}$  y  $pH = -\log 2,91 \cdot 10^{-3} = 2,54$

b) Para que el pH de las dos disoluciones sea el mismo, habrá que diluir la de menor pH, es decir, la de  $HNO_3$ . Puesto que el pH debe valer 2,54, la concentración de  $HNO_3$  (y, por tanto, de  $H_3O^+$ ) debe tener el valor:  $[HNO_3] = 10^{-2,54} = 2,88 \cdot 10^{-3}$ , por lo que podremos escribir:

$$2,88 \cdot 10^{-3} = \frac{20 \cdot 10^{-3} \cdot 0,02}{(20 + V) 10^{-3}}$$

Obteniéndose un volumen:  $V = 118,9$  mL

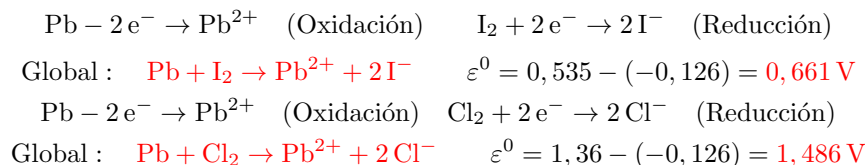
**7. OXIDACIÓN Y REDUCCIÓN.**

1. Teniendo en cuenta los potenciales estándar de reducción que se dan al final del enunciado, responda razonadamente: a) ¿Cuál es la especie oxidante más fuerte? Y ¿cuál es la especie reductora más fuerte? b) ¿Qué especies podrían ser reducidas por el  $Pb(s)$ ? Para cada caso, escriba la semirreacción de oxidación y la de reducción, así como la ecuación química global ajustada. Datos.- Potenciales estándar de reducción:  $E^0(S/S^{2-}) = -0,48$  V;  $E^0(Cl_2/Cl^-) = +1,36$  V;  $E^0(I_2/I^-) = +0,535$  V;  $E^0(Pb^{2+}/Pb) = -0,126$  V;  $E^0(V^{2+}/V) = -1,18$  V

**Respuesta:**

a) La especie oxidante es la que posee mayor potencial de reducción, en este caso, el  $Cl_2$ . La especie reductora más fuerte será la que tenga menor potencial de reducción, es decir, el  $V^{2+}$ .

b) El Pb puede reducir a aquellas sustancias que tengan mayor potencial de reducción que él. En nuestro caso, I<sub>2</sub> y Cl<sub>2</sub>. Las semirreacciones serán:



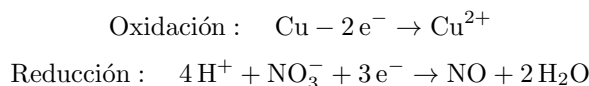
2. El cobre se disuelve en ácido nítrico concentrado formándose nitrato de cobre (II), dióxido de nitrógeno y agua de acuerdo con la siguiente reacción no ajustada:



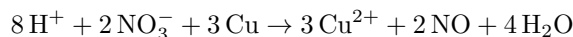
a) Escriba la semirreacción de oxidación y la de reducción, así como la ecuación química global ajustada tanto en su forma iónica como molecular. b) Calcule la cantidad de cobre, en gramos, que reaccionará con 50 mL de ácido nítrico concentrado de densidad 1,41 g·mL<sup>-1</sup> y riqueza 69% (en peso). Datos.- Masas atómicas relativas: H = 1; N = 14; O = 16; Cu = 63,5.

**Respuesta:**

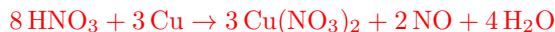
a) Las semirreacciones de oxidación y de reducción son, respectivamente:



Multiplicando la primera semirreacción por 3, la segunda por 2, y sumando ambos resultados, obtenemos:



Que, en forma molecular, queda así:



b) 50 mL de HNO<sub>3</sub> contienen 50·1,41 = 70,5 g de HNO<sub>3</sub> concentrado, de los que un 69% corresponderá a HNO<sub>3</sub> puro, es decir: m<sub>HNO<sub>3</sub></sub> = 70,5·0,69 = 48,65 g. De esta forma, podemos plantear la siguiente igualdad:

$$\frac{3 \cdot 63,5 \text{ g Cu}}{x \text{ g Cu}} = \frac{8 \cdot 63 \text{ g HNO}_3}{48,65 \text{ g HNO}_3} \quad x = 18,39 \text{ g Cu}$$

## 8. QUÍMICA ORGÁNICA.

1. Complete las siguientes reacciones, formule los reactivos, nombre los compuestos orgánicos que se obtienen e indique el tipo de reacción de que se trata en cada caso.

- a) propeno + H<sub>2</sub> catalizador CH<sub>3</sub> - CH<sub>2</sub> - CH<sub>3</sub> Reacción de **adición**
- b) 2 propanol + H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> calor CH<sub>3</sub>CH = CH<sub>2</sub> Reacción de **eliminación**
- c) etanol + ácido acético H<sup>+</sup> CH<sub>3</sub> - COOCH<sub>2</sub> - CH<sub>3</sub> Reacción de **esterificación**
- d) benceno + Br<sub>2</sub> catalizador C<sub>6</sub>H<sub>5</sub>Br + HBr Reacción de **sustitución**
- e) propano + O<sub>2</sub> calor CO<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>O Reacción de **combustión**

Los fórmulas de los reactivos son los siguientes: propeno: CH<sub>3</sub> - CH = CH<sub>2</sub>; 2-propanol: CH<sub>3</sub> - CHOH - CH<sub>3</sub>.; etanol: CH<sub>3</sub> - CH<sub>2</sub>OH; ácido acético: CH<sub>3</sub> - COOH; benceno: C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>; propano: CH<sub>3</sub> - CH<sub>2</sub> - CH<sub>3</sub>

**Respuesta:**

a)