

# PRUEBAS EBAU QUÍMICA

Juan P. Campillo Nicolás

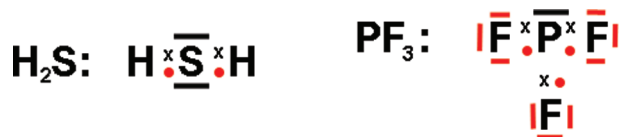
10 de julio de 2019

## 1. EL ÁTOMO. ENLACE QUÍMICO.

1. Dadas las especies químicas  $\text{H}_2\text{S}$  y  $\text{PF}_3$ : a) Representarlas mediante estructuras de Lewis. b) Predecir la geometría de las especies anteriores según la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia. c) Razonar si cada una de las moléculas es polar o apolar.

### Respuesta:

- a) Las respectivas representaciones de Lewis serán:



- b) Aunque en ambos casos, la hibridación del elemento central es del tipo  $sp^3$ , para el  $\text{H}_2\text{S}$ , la estructura será angular, debido a la presencia de dos pares de electrones no compartidos. Para el  $\text{PF}_3$ , la estructura será piramidal, debido a la presencia de un par de electrones no compartido.
- c) Debido a la polaridad, tanto del enlace H-S, como del enlace P-F, así como las respectivas geometrías, ambas moléculas serán polares.
2. Dados los elementos A ( $Z = 20$ ) y B ( $Z = 17$ ), responder, razonando, a las siguientes cuestiones: a) Indicar las configuraciones electrónicas de dichos elementos. b) Indicar la opción correcta que muestra los números cuánticos del electrón más energético del elemento de  $Z = 20$ : 1- (4, 1, -1, 1/2), 2.- (4, 0, -1, -1/2), 3.- (3, 2, -2, 1/2), 4.- (4, 0, 0, -1/2). c) Indicar a qué grupo y periodo pertenecen los elementos. d) Indicar cuál de ellos tendrá mayor potencial de ionización. e) Razonar qué tipo de enlace se podrá formar entre A y B y cuál será la fórmula del compuesto resultante.

### Respuesta:

- a) Las respectivas configuraciones electrónicas serán: A:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ . B:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
- b) Al tratarse del electrón más energético, su número cuántico  $n$  tendrá el valor 4. Al encontrarse en un orbital s, su número cuántico  $l$  valdrá 0, así como su número cuántico  $m$ . El número cuántico  $s$  puede tomar los valores  $+1/2$  y  $-1/2$ , por lo que la opción correcta es la **4**.
- c) A: **grupo 2, periodo 4 (Ca)**. B: **grupo 17, periodo 3 (Cl)**
- d) Los elementos de más a la izquierda de la tabla periódica tienen tendencia a adquirir la configuración de gas noble cediendo electrones (energía de ionización baja, por tanto), mientras que los elementos de más a la derecha tienden a adquirir dicha configuración captando electrones (energía de ionización alta). Por tanto, el elemento de mayor potencial de ionización de los indicados es el **cloro**
- e) dada la situación de los elementos en la tabla periódica, y su diferencia de electronegatividades, cabe esperar la formación entre ellos de un compuesto iónico, que tendrá la fórmula  $\text{CaCl}_2 (\text{Ca}^{2+} 2 \text{Cl}^-)$
3. Considerando los elementos de números atómicos respectivos 9, 11, 15 y 17. a) Escribir sus configuraciones electrónicas e indicar la posición de los mismos en la tabla periódica (periodo y grupo). b) Ordenar, en orden creciente, los elementos según su radio atómico. Razonar la respuesta. c) Ordenar razonadamente los elementos en orden creciente en función de su energía de ionización.

### Respuesta:

- a) Las respectivas configuraciones electrónicas son:  $Z = 9$ :  $1s^2 2s^2 2p^5$ ; periodo 2, grupo 17. (F);  $Z = 11$ :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ ; periodo 3, grupo 1 (Na);  $Z = 15$ :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$  (P) periodo 3, grupo 15;  $Z = 17$ :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ ; periodo 3, grupo 17 (Cl)

b) A lo largo de un periodo, aumenta el radio atómico al desplazarnos de derecha a izquierda, por lo el radio atómico de los elementos pertenecientes a este periodo (Na, P y Cl) se ordenará, de la forma:  $r_{Cl} < r_P < r_{Na}$ . Por otra parte, a lo largo de un grupo, el radio atómico disminuye al subir a lo largo de dicho grupo, por lo que el radio atómico del F será menor que el del Cl.. Con todo esto, la ordenación creciente de radios atómicos quedará así:  $r_F < r_{Cl} < r_P < r_{Na}$

c) La energía de ionización aumenta al desplazarnos en un periodo de izquierda a derecha, y en un grupo de abajo hacia arriba, por lo que el orden creciente de energías de ionización es:  $r_{Na} < r_P < r_{Cl} < r_F$ .

4. El dióxido de carbono es una molécula apolar, mientras que el agua es una molécula polar. a) Explicar la polaridad a partir de la geometría molecular. b) Confirmar estas geometrías empleando las estructuras de Lewis y aplicando la teoría de repulsión de pares de electrones de valencia.

**Respuesta:**

a) La molécula de dióxido de carbono es lineal, de forma que, aunque los dos enlaces carbono-hidrógeno son polares, el momento dipolar de la molécula es nulo. En el caso del agua, la molécula es angular, con lo que su momento dipolar neto no es nulo.

b) Las estructuras de Lewis son las siguientes:

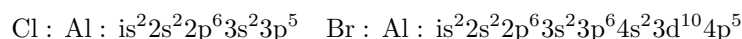
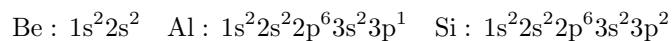


Para la molécula de agua, la repulsión entre los dos pares de electrones no compartidos sobre el átomo de oxígeno hace que los enlaces O - H se separen del ángulo de  $180^\circ$ , convirtiendo la molécula en angular.

5. Justifica la geometría de las siguientes moléculas covalentes, de acuerdo con la teoría de la repulsión entre los pares de electrones de la capa de valencia. a) Dibromuro de berilio. b) Tricloruro de aluminio. c) Tetracloruro de silicio. d) Explique razonadamente qué tipo de fuerzas hay que vencer para llevar a cabo los procesos siguientes: i) Fundir hielo. ii) Hervir bromo. iii) Fundir cloruro de sodio.

**Respuesta:**

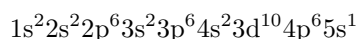
A partir de las respectivas configuraciones electrónicas:



a) Podemos ver que, en el dibromuro de berilio, se forman dos enlaces covalentes. Al no existir pares de electrones solitarios sobre al átomo de berilio, la forma de la molécula será **lineal**. b) En el tricloruro de aluminio se forman tres enlaces covalentes. El aluminio no tiene pares de electrones solitarios, por lo que los enlaces se disponen formando ángulos de  $120^\circ$  entre sí. La forma de la molécula será **trigonal plana**. c) En el caso del tetracloruro de silicio, se forman cuatro enlaces covalentes, no existiendo pares solitarios sobre el silicio. La forma de la molécula será, pues, **tetraédrica**.

d) i) Para fundir hielo es preciso vencer las fuerzas debidas al enlace por puente de hidrógeno además de las debidas a la interacción entre dipolos permanentes. ii) Para hervir bromo es necesario vencer las fuerzas que se establecen entre dipolos temporales. iii) Para fundir cloruro de sodio es necesario vencer las fuerzas de atracción entre iones de distinto signo, características de los compuestos iónicos.

6. La configuración electrónica del átomo de un elemento es la siguiente:



a) Indicar su número atómico y el grupo y periodo a que pertenece. b) Razonar qué ion tiene tendencia a formar. c) Indicar razonadamente si el tamaño de este ion será más grande o más pequeño que el

tamaño del átomo. d) Indicar los números cuánticos del electrón más externo, tanto del átomo neutro como del ion.

**Respuesta:**

a) El número atómico será igual a la suma de los superíndices de cada uno de los orbitales, es decir, 37. El elemento pertenece al **grupo 1** y al **periodo 5**.

b) Al encontrarse en el grupo 1, se trata de un elemento con una baja energía de ionización, por lo que tiene tendencia a formar el ion  $X^+$ , cuya configuración electrónica es:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$

c) El ion tiene el mismo número atómico, pero su electrón más externo se encuentra más cerca del núcleo, por lo que **el tamaño del ion será menor** que el del átomo.

7. Justificar la geometría de las siguientes moléculas covalentes de acuerdo con el método de la repulsión de los pares de electrones de la capa de valencia. a) Dicloruro de estaño. b) Trifluoruro de boro. c) Amoníaco (o azano).

**Respuesta:**

a) El estaño posee 4 electrones en su último nivel, de los que comparte dos con sendos átomos de cloro, quedando un par de electrones sin compartir. De acuerdo con la TRPECV, la forma de la molécula será **angular**.

b) El boro posee 3 electrones en su último nivel, que comparte con tres átomos de flúor, no quedando electrones sin compartir. De acuerdo con la TRPECV, la forma de la molécula será **trigonal plana**.

c) El nitrógeno posee 5 electrones en su último nivel, de los que comparte tres con sendos átomos de hidrógeno, quedando un par de electrones sin compartir. De acuerdo con la TRPECV, la forma de la molécula será **piramidal trigonal**.

8. Contestar razonadamente estas cuestiones: a) Indicar cuáles de los siguientes grupos de números cuánticos son posibles para un electrón en un átomo:  $(4,2,0,+1/2)$ ;  $(3,3,2,-1/2)$ ;  $(3,2,-2,-1/2)$ ;  $(2,0,0,-1/2)$ . b) Indicar el orbital donde se encuentra el electrón en las combinaciones de números cuánticos anteriores que sean correctas. c) Ordenar los orbitales del apartado anterior en orden creciente de energía.

**Respuesta:**

a) Son posibles el **primero, tercero y cuarto**. El segundo no lo es, por tener el valor del número cuántico  $l$  igual al de  $n$ .

b)  $1^\circ$  : **orbital 4d**;  $3^\circ$  : **orbital 3d**;  $4^\circ$  : **orbital 2s**.

c)  **$4^\circ (2s) < 3^\circ (3d) < 1^\circ (4d)$**

9. Indicar si cada una de las siguientes afirmaciones es verdadera o falsa y justificar las respuestas: a) El ión  $Sr^{2+}$  tiene configuración electrónica de gas noble. b) El radio del ión  $I^-$  es mayor que el del átomo de I. c) La molécula  $CCl_4$  es apolar.

**Respuesta:**

a) La afirmación es **correcta**: su configuración electrónica es:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

b) La afirmación es **correcta**: el número atómico no varía pero sí lo hace el número de electrones.

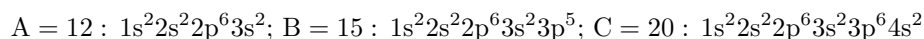
c) La afirmación es **correcta**: todos los enlaces poseen el mismo momento dipolar y la suma vectorial es nula.

10. Sabiendo que los números atómicos de tres elementos A, B y C del Sistema Periódico son, respectivamente, 12, 17 y 20: a) Escribir sus configuraciones electrónicas y localización en la Tabla Periódica.

b) Indicar los números cuánticos de los electrones de valencia de los elementos A y C. c) ¿Cuántos electrones desapareados tiene cada uno de esos elementos (A, B y C) en su estado fundamental? d) Comparar los potenciales de ionización de los elementos B y C. e) Ordenarlos según su radio atómico.

**Respuesta:**

a) Las respectivas configuraciones electrónicas son las siguientes:



El elemento **A** se encuentra en el periodo **3**, grupo**2**; **B** se encuentra en el **periodo 3 y grupo 17**, mientras que **C** está en el **periodo 4, grupo 2**

b) Los números cuánticos de los electrones de valencia para A y C son, respectivamente:



c) **A y C no tienen electrones desapareados**, mientras que **B posee un electrón desapareado**.

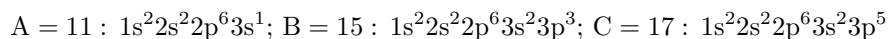
d) El potencial, o energía de ionización aumenta de izquierda a derecha a lo largo de la tabla periódica. El elemento C se encuentra mucho más a la izquierda que B, con lo que el potencial de ionización de éste último **será mayor**.

e) El radio atómico disminuye de izquierda a derecha y de abajo hacia arriba en la tabla periódica, con lo que la ordenación en cuanto a radio atómico creciente será: **B < A < C**.

11. A partir de los elementos A ( $Z = 11$ ), B ( $Z = 15$ ) y C ( $Z = 17$ ) se forman los compuestos de fórmula AC y BC<sub>3</sub>: a) Razonar qué tipo de enlace (iónico, covalente...) se formará entre los pares A-C y B-C? b) ¿Qué geometría tendrá la molécula con enlace covalente? c) ¿Será conductor de la electricidad el compuesto con enlace iónico en estado sólido?

**Respuesta:**

a) Las configuraciones electrónicas son, respectivamente:



Según estas configuraciones, entre A y C se formará un **enlace iónico** A<sup>+</sup>- C<sup>-</sup>, mientras que entre el par B-C se formará un **enlace covalente**.

b) El elemento central, B tendrá tres pares de electrones enlazantes y un par de electrones no enlazantes. Por la TRPECV, la forma de la molécula será **piramidal trigonal**.

c) En estado sólido, los compuestos iónicos **no son conductores de la electricidad**, debido a las intensas fuerzas de atracción entre iones de distinto signo.

## 2. ESTEQUIOMETRÍA.

### 3. CINÉTICA DE REACCIONES.

## 4. TERMOQUÍMICA.

1. Indicar, razonando la respuesta, si son verdaderas o falsas las siguientes proposiciones: a) La energía libre depende de la temperatura. b) Todas las reacciones exotérmicas son espontáneas. c) La variación de entropía de una reacción espontánea es siempre negativa.

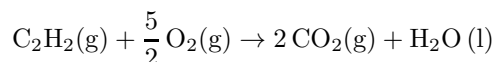
**Respuesta:**

a) Verdadera. La energía libre es;  $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$

b) Falsa: una reacción exotérmica ( $\Delta H < 0$ ) puede ser compensada por un valor de  $T\Delta S$  negativo, de forma que se cumpla:  $\Delta G = \Delta H - T\Delta S > 0$ .

c) Falsa: la espontaneidad de una reacción viene expresada por el incremento negativo de su energía libre.

2. En la combustión de 1 mol de acetileno,  $C_2H_2$ , en condiciones estándar y según la reacción indicada:



Se desprenden 1299,4 kJ. Calcular: a) La entalpía de formación estándar del acetileno. b) Sabiendo que la variación de entropía de la reacción es  $\Delta S^0 = -216,3 J \cdot K^{-1}$ , ¿podemos afirmar que la reacción es espontánea en esas condiciones? c) ¿Qué cantidad de calor se desprenderá al quemar 40 g de acetileno? Datos:  $\Delta H_f^0$  (kJ · mol<sup>-1</sup>):  $CO_2(g)$ : -393,8;  $H_2O(l)$ : -285,8.

**Respuesta:**

a) La entalpía de formación estándar del acetileno se deduce de la igualdad:

$$\Delta H_{reacción}^0 = -1299,4 = 2 \Delta H_{CO_2}^0 + \Delta H_{H_2O}^0 - \Delta H_{C_2H_2}^0, = 2(-393,8) + (-285,8) - \Delta H_{C_2H_2}^0,$$

Despejando, se obtiene:

$$\Delta H_{C_2H_2}^0 = 226 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

b) la variación de energía libre es:

$$\Delta G^0 = \Delta H^0 - T\Delta S^0 = -1299,4 + 298 \cdot 0,2163 = -1234,9 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} < 0$$

Al ser  $\Delta G^0 < 0$ , la reacción es **espontánea**.

c) A partir de la igualdad:

$$\frac{26 \text{ g } C_2H_2}{-1299,4 \text{ kJ}} = \frac{40 \text{ g } C_2H_2}{x \text{ kJ}} \quad x = -1999,1 \text{ kJ}$$

3. Indicar, razonando la respuesta, si son verdaderas o falsas las siguientes proposiciones: a) la entalpía no es una función de estado. b) La ecuación  $\Delta H = \Delta U + P\Delta V$  sólo es aplicable en procesos que se realizan a presión constante. c) Si  $\Delta H < 0$  y  $\Delta S > 0$ , la reacción es espontánea a cualquier temperatura.

**Respuesta:**

a) La afirmación es **falsa**. La variación de entalpía sólo depende del estado final y del inicial, y no del camino seguido

b) La afirmación es **correcta**. La entalpía viene dada por la expresión  $H = U + PV$ , por lo que  $\Delta H = \Delta U + \Delta(PV) = \Delta U + P\Delta V + V\Delta P$ . El último sumando sólo es nulo cuando la presión sea constante

c) La afirmación es **correcta**. Teniendo en cuenta que para un proceso espontáneo se cumple que:  $\Delta G = \Delta H - T\Delta S < 0$ , al ser  $\Delta H < 0$  y  $\Delta S > 0$ , el valor de  $\Delta G$  será siempre negativo, con lo que la reacción será espontánea.



4. Para una determinada reacción a 25 °C el valor de  $\Delta H^0$  es 8,46 kJ·mol<sup>-1</sup> y el de  $\Delta S^0$  es 21,62 J·mol<sup>-1</sup>·K<sup>-1</sup>. Explicar si a 25 °C cada una de las siguientes afirmaciones es verdadera o falsa y justificar las respuestas. a) Es una reacción endotérmica. b) Es una reacción en la que disminuye el desorden. c) Es una reacción espontánea.

**Respuesta:**

- a) La afirmación es **correcta**, pues  $\Delta H^0 > 0$ .
- b) La afirmación es **falsa**, como indica el incremento positivo de  $\Delta S^0$ .
- c) La afirmación es **falsa**, pues  $\Delta G^0 = 8,46 - 298 \cdot 21,62 \cdot 10^{-3} > 0$
5. A partir de los datos:

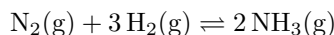
$$\Delta H^0(\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}) : \text{NH}_3(\text{g}) = -46,2$$

$$S^0(\text{J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}) : \text{N}_2(\text{g}) = 191; \text{H}_2(\text{g}) = 130; \text{NH}_3(\text{g}) = 192,3$$

- a) Escribir la ecuación de formación del amoníaco. ¿Qué cantidad de energía se intercambia (indicar si se libera o absorbe) cuando se forman 20 L de NH<sub>3</sub>(g) medidos en C.N.? b) Calcular la variación de entropía de la reacción de formación del amoníaco. A partir de la estequiometría de la reacción, ¿qué signo se espera que tenga la variación de entropía de este proceso? c) ¿Será espontánea la formación de amoníaco a 25 °C?

**Respuesta:**

- a) La reacción es la siguiente:



Para esta reacción, tendremos:  $\Delta H^0 = \Delta H^0_{\text{productos}} - \Delta H^0_{\text{reactivos}} = 2(-46,2) = -92,4$  kJ. La reacción es exotérmica, por lo que la energía **se desprende**. El número de moles de NH<sub>3</sub> correspondientes a 20 L en C.N. se obtiene a partir de la ecuación de los gases:

$$1 \cdot 20 = n \cdot 0,082 \cdot 298 \quad n = 0,818 \text{ mol NH}_3$$

Aplicando la siguiente igualdad:

$$\frac{2 \text{ mol NH}_3}{-92,4 \text{ kJ}} = \frac{0,818 \text{ mol NH}_3}{x \text{ kJ}} \quad x = -37,79 \text{ kJ}$$

- b) La variación de entropía es la siguiente:

$$\Delta S^0 = 2 \cdot 192,3 - 191 - 3 \cdot 130 = -196,4 \text{ J}$$

Cabe esperar una **variación negativa de la entropía**, pues el número de moles gaseosos de productos es inferior al de reactivos, con lo que disminuye el grado de desorden.

- c) A 25° C, el valor de  $\Delta G^0$  será:

$$\Delta G^0 = \Delta H^0 - T\Delta S^0 = -92,4 - 298(-196,4) \cdot 10^{-3} = -33,87 \text{ kJ}$$

Por tanto, la reacción a 25° C **es espontánea**.

6. En una reacción química se cumple que  $\Delta H^0 = +10,2$  kJ y  $\Delta S^0 = +45,8$  J·K<sup>-1</sup>. Indicar, razonando, si estas afirmaciones son ciertas o falsas: a) La reacción libera energía en forma de calor. b) Los productos de reacción se hallan más ordenados que los reactivos. c) A 25° C la reacción no es espontánea. d) La reacción es espontánea a cualquier temperatura, puesto que la entropía aumenta.

**Respuesta:**

- a) La afirmación es **falsa**. En una reacción exotérmica,  $\Delta H^0$  debe ser negativo.

b) La afirmación es **falsa**, pues el incremento de entropía es positivo.

c) A una temperatura de 25<sup>o</sup> C (298 K), tendremos:

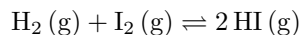
$$\Delta G^0 = 10,2 - 298 \cdot 45,8 \cdot 10^{-3} = -3,45 \text{ kJ}$$

Con lo que la afirmación es **falsa**.

d) La afirmación es falsa, pues a temperaturas bajas, la reacción es no espontánea ( $\Delta G^0 > 0$ ), mientras que a temperaturas altas, se hace espontánea ( $\Delta G^0 < 0$ )

## 5. EQUILIBRIO QUÍMICO.

1. En un recipiente de 10 L se hacen reaccionar, a 450<sup>o</sup> C, 0,75 moles de H<sub>2</sub> y 0,75 moles de I<sub>2</sub>, según la ecuación:



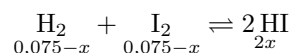
Sabiendo que a esa temperatura  $K_c = 50$ , calcular: a) El número de moles en el equilibrio de H<sub>2</sub>, I<sub>2</sub> y HI. b) El valor de  $K_p$ . c) La presión total en el recipiente. d) ¿Qué le ocurre al equilibrio si el volumen se reduce a la mitad, manteniendo constante la temperatura de 450<sup>o</sup> C?

### Respuesta:

- a) la concentración inicial de H<sub>2</sub> e I<sub>2</sub> será:

$$[\text{H}_2] = [\text{I}_2] = \frac{0,75}{10} = 0,075$$

El equilibrio puede ser expresado por:



Siendo  $K_c$ :

$$K_c = 50 = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]} = \frac{4x^2}{(0,075-x)^2}$$

resolviendo la ecuación, se obtiene  $x = 0,059$ , con lo que el número de moles de H<sub>2</sub> y de I<sub>2</sub> que desaparecen, será:  $n_d = 0,059 \cdot 10 = 0,59$  El número de moles en el equilibrio será:

$$n_{\text{H}_2} = n_{\text{I}_2} = 0,75 - 0,59 = 0,16 \text{ moles} \quad n_{\text{HI}} = 2 \cdot 0,59 = 1,18 \text{ moles}$$

- b) La constante  $K_p$  está relacionada con  $K_c$  de la forma:

$$K_p = K_c(\text{RT})^{\Delta n} = K_c(\text{RT})^0 = 50$$

- c) Aplicando la ecuación de los gases perfectos:

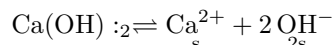
$$P \cdot 10 = (0,16 + 0,16 + 1,18) 0,082 \cdot 723 = 88,93 \text{ atm}$$

d) Al no haber variación en el número de moles gaseosos, no se producirá ningún desplazamiento del equilibrio.

2. El producto de solubilidad  $K_{ps}$  del hidróxido de calcio, Ca(OH)<sub>2</sub>, en agua a 25<sup>o</sup> C es  $6,5 \cdot 10^{-6}$ . a) Escribir el equilibrio de solubilidad del hidróxido de calcio en agua. b) Calcular su solubilidad molar. c) Indicar la verdad o falsedad de la siguiente afirmación: «El desplazamiento de un equilibrio de solubilidad de un compuesto insoluble hacia la solubilización del precipitado puede hacerse retirando uno de los iones que forman la sal insoluble».

### Respuesta:

- a) El equilibrio es el siguiente:



b) A partir del producto de solubilidad, podemos escribir:

$$K_{ps} = 6,5 \cdot 10^{-6} = s(2s)^2 = 4s^3 \quad \text{Despejando: } s = 0,0118 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

c) La afirmación es **correcta** pues, según el Principio de Le Chatelier, una disminución en la concentración de alguno de los productos de la reacción tiende a desplazar el equilibrio hacia donde se produzca dicha disminución.

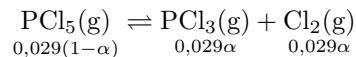
3. En un recipiente de 1 L al que se le hace el vacío, se introducen 6 g de  $\text{PCl}_5$  y se calienta a  $250^\circ \text{C}$ . El  $\text{PCl}_5$  se vaporiza y se disocia parcialmente según la reacción:



Sabiendo que cuando se alcanza el equilibrio, la presión es de 2 atm, calcular: a) El grado de disociación del  $\text{PCl}_5$ . b) El valor de las constantes  $K_c$  y  $K_p$  a  $250^\circ \text{C}$ . c) Si se redujera la presión, ¿hacia donde se desplazaría el equilibrio? ¿Qué efecto tendría en el grado de disociación del  $\text{PCl}_5$ ? Masas atómicas: P: 31; Cl: 35,5.

**Respuesta:**

a) El mol de  $\text{PCl}_5$  tiene una masa de:  $31 + 5 \cdot 35,5 = 208,5 \text{ g}$ , por lo que el número de moles iniciales de  $\text{PCl}_5$  será:  $n_0 = 6/208,5 = 0,029$ , En el equilibrio tendremos, entonces:



El equilibrio, la suma de las concentraciones será:  $c = 0,029(1-\alpha) + 0,029\alpha + 0,029\alpha = 0,029(1+\alpha)$ . Aplicando la ecuación de los gases, tendremos:

$$2 = 0,029(1+\alpha) \cdot 0,082 \cdot 523$$

De donde se obtiene  $\alpha = 0,608$

b) Los valores de  $K_c$  y  $K_p$  son, respectivamente:

$$K_c = \frac{(0,029\alpha)^2}{0,029(1-\alpha)} = \frac{0,029 \cdot 0,608^2}{(1-0,608)} = 0,027$$

$$K_p = K_c(\text{RT})^{\Delta n} = 0,027(0,082 \cdot 523)^1 = 1,16$$

c) Al reducirse la presión, el equilibrio tiende a desplazarse hacia donde el número de moles de sustancias gaseosas sea mayor, por lo que, en este caso, el desplazamiento se produciría hacia la derecha (formación de productos). Esto daría lugar a un **aumento** en el grado de disociación del  $\text{PCl}_5$ .

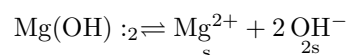
4. La solubilidad del  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  a  $25^\circ \text{C}$  es de  $0,009 \text{ g/L}$ . Calcular: a) Las concentraciones de  $\text{Mg}^{2+}$  y  $\text{OH}^-$  en la disolución saturada. b) El producto de solubilidad a esa temperatura. Masas atómicas: Mg: 24,3; H: 1; O: 16.

**Respuesta:**

a) La solubilidad, expresada en mol/L será:

$$s = \frac{0,009}{58,5} = 1,54 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

El equilibrio de disociación será el siguiente:

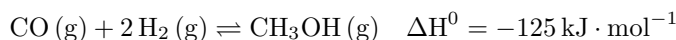


Con lo que las respectivas concentraciones serán:  $[\text{Mg}^{2+}] = s = 1,54 \cdot 10^{-4}$  y  $[\text{OH}^-] = 2 \cdot 1,54 \cdot 10^{-4} = 3,08 \cdot 10^{-4}$

b) El producto de solubilidad tendrá el valor:

$$K_{ps} = s(2)^2 = 4 \cdot (1,54 \cdot 10^{-4})^3 = 1,46 \cdot 10^{-11}$$

5. El metanol se obtiene a escala industrial por hidrogenación del monóxido de carbono, según la reacción siguiente:



Razonar si la concentración de metanol aumentará en los siguientes casos: a) Al aumentar la temperatura. b) Al adicionar un catalizador. c) Al aumentar la concentración de hidrógeno.

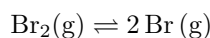
**Respuesta:**

a) Al ser exotérmica la reacción, el equilibrio se desplazará hacia la izquierda. La concentración de metanol **disminuye**.

b) La adición de un catalizador **no influye** en la concentración de reactivos y productos, sino que aumenta la velocidad de la reacción (directa e inversa)

c) Un aumento en la concentración de alguno de los reactivos implica un desplazamiento del equilibrio hacia la formación de productos, esto es, la concentración de metanol **aumenta**.

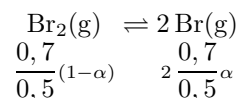
6. Se introducen 0,7 moles de  $\text{Br}_2$  en un recipiente de 0,5 L de capacidad y se calienta a  $600^\circ \text{C}$ . Una vez establecido el equilibrio:



En estas condiciones, el grado de disociación es 0,6. a) Calcular  $K_c$  y  $K_p$ . b) Determinar las presiones parciales ejercidas por cada componente de la mezcla en el equilibrio. c) Si se suministra calor al sistema aumenta la cantidad de  $\text{Br}(\text{g})$ . Indica razonadamente si la reacción es exotérmica o endotérmica. d) Indica el efecto que tendría sobre el equilibrio anterior la introducción de gas argón en el reactor si el volumen se mantiene constante.

**Respuesta:**

a) En el equilibrio podremos escribir:



Sustituyendo  $\alpha$  por 0,6, tendremos:

$$K_c = \frac{\left(2 \frac{0,7}{0,5} 0,6\right)^2}{\frac{0,7}{0,5} (1-0,6)} = 5,04 \quad K_p = K_c (RT)^{\Delta n} = 5,04 \cdot 0,082 \cdot 873 = 360,8$$

b) La presión total en el sistema será:

$$P = \left( \frac{0,7}{0,5} (1-0,6) + 2 \frac{0,7}{0,5} 0,6 \right) 0,082 \cdot 873 = 160,35 \text{ atm}$$

Las fracciones molares son:

$$\chi_{\text{Br}_2} = \frac{\frac{0,7}{0,5} (1-0,6)}{\frac{0,7}{0,5} (1-0,6) + 2 \frac{0,7}{0,5} 0,6} = 0,25 \quad \chi_{\text{Br}} = \frac{2 \frac{0,7}{0,5} 0,6}{\frac{0,7}{0,5} (1-0,6) + 2 \frac{0,7}{0,5} 0,6} = 0,75$$

Las presiones parciales serán:

$$p_{\text{Br}_2} = 0,25 \cdot 160,35 = 40,1 \text{ atm} \quad p_{\text{Br}} = 0,75 \cdot 160,35 = 120,25 \text{ atm}$$

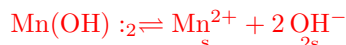
c) Al suministrar calor, se produce un desplazamiento del equilibrio hacia la formación del productos, por lo que aquel evoluciona hacia donde se absorba el calor. La reacción es, pues, **endotérmica**.

d) La introducción de argón produce un aumento en la presión, que no se traduce en una variación del volumen del reactor, al ser éste constante. El número de moles de reactivos y productos se mantiene constante, así como sus respectivas concentraciones, con lo que **el equilibrio no se altera**.

7. La solubilidad del  $\text{Mn}(\text{OH})_2$  en agua es de  $3,2 \cdot 10^{-3}$  g/L. a) Escribir el equilibrio de solubilidad del hidróxido de manganeso (II) en agua. b) Calcular el producto de solubilidad  $k_{ps}$ . c) Calcular la concentración mínima de iones  $\text{OH}^-$  y, por tanto el pH necesario para que no precipite el hidróxido de manganeso (II) en una disolución que es 0,06 M en  $\text{Mn}^{2+}$ .

**Respuesta:**

a) El equilibrio es el siguiente:



b) La solubilidad del hidróxido de manganeso (II), expresada en mol/ L tendrá el valor:

$$s = 3,2 \cdot 10^{-3} \frac{\text{g}}{\text{L}} \frac{1 \text{ mol}}{89 \text{ g}} = 3,59 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

El producto de solubilidad será:

$$k_{ps} = s \cdot (2s)^2 = 4s^3 = 4(3,59 \cdot 10^{-5})^3 = 1,86 \cdot 10^{-13}$$

c) La concentración de iones  $\text{OH}^-$  para que no se produzca precipitado deberá ser:

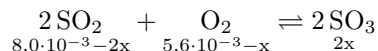
$$1,86 \cdot 10^{-13} = 0,06 \cdot 4[\text{OH}^-]^2$$

Por lo que  $[\text{OH}^-] \leq 1,6 \cdot 10^{-6}$ , y  $\text{pH} \leq 8,20$

8. En un recipiente de 1 L a 1000 K se introducen  $8,0 \cdot 10^{-3}$  moles de  $\text{SO}_2$  y  $5,6 \cdot 10^{-3}$  moles de  $\text{O}_2$ . Cuando se alcanza el equilibrio se forman  $4 \cdot 10^{-3}$  moles de  $\text{SO}_3$  debido a la reacción:  $2 \text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{SO}_3(\text{g})$  Calcular: a) El número total de moles de compuestos en el equilibrio. b) La presión total en el equilibrio. c) El valor de  $K_c$ . d) El valor de  $K_p$ .

**Respuesta:**

a) En el equilibrio podemos escribir:



Puesto que  $2x = 4 \cdot 10^{-3}$  mol, en el equilibrio tendremos:  $n_{\text{eq}} = 8 \cdot 10^{-3} - 4 \cdot 10^{-3} + 5,6 \cdot 10^{-3} - 2 \cdot 10^{-3} + 4 \cdot 10^{-3} = 1,16$

b) Aplicando la ecuación de los gases, tendremos:

$$P \cdot 1 = 1,16 \cdot 10^{-2} \cdot 0,082 \cdot 1000 = 0,95 \text{ atm}$$

c) El valor de  $K_c$  será:

$$K_c = \frac{(4 \cdot 10^{-3})^2}{(4 \cdot 10^{-3})^2 3,6 \cdot 10^{-3}} = 277,78$$

d) La relación entre  $K_p$  y  $K_c$  es:

$$K_p = K_c(\text{RT})^{\Delta n} = 277,78 (0,082 \cdot 1000)^{-1} = 3,39$$

9. El producto de solubilidad (Kps) del yodato de bario,  $\text{Ba}(\text{IO}_3)_2$ , en agua a 20 C es  $6,0 \cdot 10^{-10}$ : a) Calcular la concentración de los iones bario y yodato en la disolución saturada en mol/L. b) ¿Cuántos gramos de yodato de bario se disolverán en 5 L de agua a 20 C?

**Respuesta:**

- a) El producto de solubilidad de esta sal se puede expresar de la forma

$$6,0 \cdot 10^{-10} = [\text{Ba}^{2+}][\text{IO}_3^-]^2 = s(2s)^2 = 4s^3$$

$$s = [\text{Ba}^{2+}] = 5,31 \cdot 10^{-4} \text{M} \quad [\text{IO}_3^-] = 2 \cdot 5,31 \cdot 10^{-4} = 1,03 \cdot 10^{-3} \text{M}$$

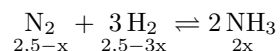
- b) La masa  $m$  que puede disolverse en 5 L de agua es:

$$s = 5,31 \cdot 10^{-4} = \frac{\frac{m}{487,3}}{5} \quad m = 1,29 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

10. Una mezcla de 2,5 moles de  $\text{N}_2(\text{g})$  y 2,5 moles de  $\text{H}_2(\text{g})$  se introduce en un recipiente de 25 L y se calienta a 400°C. Al alcanzar el equilibrio, reacciona el 5 % del nitrógeno. Si la ecuación del proceso exotérmico es:  $\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3(\text{g})$  a) Calcular el valor de las constantes  $K_c$  y  $K_p$ . b) Calcular las presiones parciales de los tres gases en el equilibrio. c) ¿En qué sentido se desplazará el equilibrio y qué ocurrirá con el número de moles de amoníaco si se aumenta la temperatura?

**Respuesta:**

- a) En el equilibrio podemos escribir la siguiente ecuación química:



Siendo  $x = 2,5 \cdot 0,05 = 0,125$  moles. Según esto, las constantes  $K_c$  y  $K_p$  valen, respectivamente:

$$K_c = \frac{\left(\frac{0,25}{25}\right)^2}{\left(\frac{2,375}{25}\right) \left(\frac{2,125}{25}\right)^3} = 1,714$$

$$K_p = K_c(\text{RT})^{\Delta n} = 1,714 (0,082 \cdot 673)^{-2} = 5,63 \cdot 10^{-4}$$

- b) Aplicando la ecuación de los gases, obtenemos la presión total:

$$P \cdot 25 = 4,75 \cdot 0,082 \cdot 673 \quad P = 10,49 \text{ atm}$$

Las presiones parciales son:

$$P_{\text{N}_2} = 10,49 \cdot \frac{2,375}{4,75} = 5,25 \text{ atm} \quad P_{\text{H}_2} = 10,49 \cdot \frac{2,125}{4,75} = 4,69 \text{ atm} \quad P_{\text{NH}_3} = 10,49 \cdot \frac{0,25}{4,75} = 0,55 \text{ atm}$$

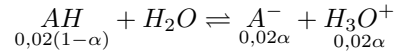
- c) Al ser exotérmica la reacción, un aumento de temperatura hará que el equilibrio se desplace hacia la izquierda, con lo que el número de moles de amoníaco **disminuirá**.

## 6. ÁCIDOS Y BASES.

1. Se dispone de un ácido monoprótico débil, HA, con una constante  $K_a = 1,85 \cdot 10^{-5}$ . a) Calcular el grado de disociación de una disolución 0,02 M de dicho ácido. b) Calcular el pH de la disolución 0,02 M de ese ácido. c) Se valora este ácido con una base fuerte, NaOH. ¿Cómo será la disolución en el punto de equivalencia de la valoración del ácido HA: neutra, ácida o básica? Razonar.

**Respuesta:**

- a) El equilibrio para el ácido puede ser expresado de la forma:



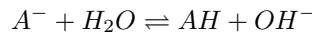
$$K_a = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[AH]} = 1,85 \cdot 10^{-5} = \frac{0,02\alpha^2}{1-\alpha}$$

Resolviendo la ecuación, se obtiene:  $\alpha = 0,03$

- b) El pH será:

$$pH = -\log C\alpha = -\log(0,02 \cdot 0,03) = 3,22$$

- c) Al neutralizar el ácido con NaOH, se forma una sal de ácido débil y base fuerte. El anión experimentará el siguiente proceso de hidrólisis:

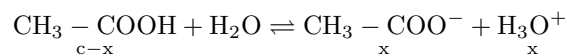


Con lo que el pH en el punto de equivalencia será **básico**.

2. Se prepara una disolución añadiendo agua al ácido acético hasta que el pH sea 3. Teniendo en cuenta que el volumen final de la disolución es 0,4 L, calcular: a) La concentración molar inicial de ácido acético en la disolución. b) El grado de ionización del ácido acético. c) El volumen de disolución 1 M de NaOH necesario para neutralizar la disolución de ácido acético. Dato:  $K_a(\text{CH}_3 - \text{COOH}) : 1,8 \cdot 10^{-5}$

**Respuesta:**

- a) A partir del equilibrio:



Y sabiendo que  $[\text{H}_3\text{O}^+] = x = 10^{-3}$ , al aplicar la constante  $K_a$  tendremos:

$$1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{c-x} = \frac{10^{-6}}{c-10^{-3}} \quad c = 0,0566 \text{ M}$$

- b) El grado de ionización será:

$$\alpha = \frac{x}{c} = \frac{10^{-3}}{0,0566} = 0,018$$

- c) Dado que el número de moles de ácido y de base son iguales en esta reacción de neutralización:

$$1 \cdot V = 0,4 \cdot 0,0566 \quad V = 0,0226 \text{ L}$$



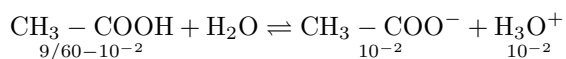
3. Se prepara una disolución de un ácido débil como el acético (etanoico)  $\text{CH}_3\text{COOH}$ , disolviendo 9 g de este ácido en agua. El volumen total de la disolución es de 25 mL. Si la disolución resultante tiene un  $\text{pH} = 2$ , calcular: a) La concentración de los iones hidronio  $\text{H}_3\text{O}^+$ . b) El valor de la constante de acidez del ácido acético. c) para determinar experimentalmente la acidez de un vinagre (o grado acético) se realiza la valoración de ese vinagre con  $\text{NaOH}$ . Indicar material necesario, el montaje experimental (con un dibujo) y el procedimiento experimental (los pasos a seguir) para realizar la valoración.

**Respuesta:**

- a) Al ser  $\text{pH} = 2$ , tendremos  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2}$

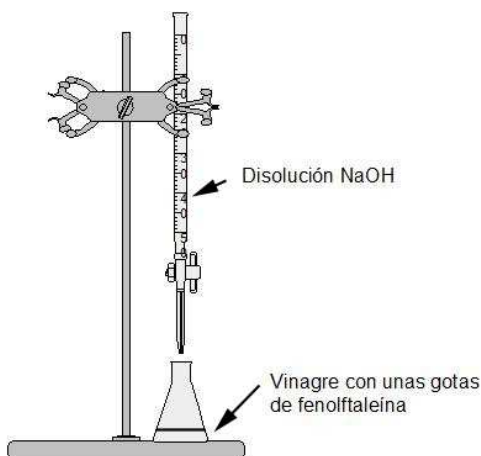
$$n = \frac{9}{60}$$

- b) El número de moles de este ácido será:  $n = 9/60$ , con lo que en el equilibrio tendremos:



$$K_a = \frac{(10^{-2})^2}{(9/60) - 10^{-2}} = 1,67 \cdot 10^{-5}$$

- c) Para realizar la valoración, ponemos la muestras de vinagre en un matraz erlenmeyer, junto con unas gotas de indicador ácido-base, por ejemplo, la fenolftaleína. En una bureta colocamos la disolución de  $\text{NaOH}$  de molaridad conocida. Vamos vertiendo esta disolución en matraz erlenmeyer, mientras agitamos éste. Cuando el contenido del matraz tome un color algo más persistente, pero que desaparezca al agitar, añadimos la disolución de  $\text{NaOH}$  gota a gota, hasta que el color se haga permanente., con lo que habremos alcanzado el punto de equivalencia, cumpliéndose entonces que:  $V_A M_A = V_B M_B$ , siendo  $M_A$ ,  $V_A$ ,  $M_B$  y  $V_B$  las respectivas concentraciones molares y volúmenes de ácido y de base.



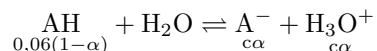
4. La disolución acuosa de un ácido monoprótico de masa molecular  $60,06 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$  tiene una concentración  $0,06 \text{ M}$  y un  $\text{pH}$  de  $3,8$ . Calcular: a) Los gramos de ácido que hay en  $200 \text{ mL}$  de dicha disolución. b) El valor de la constante de acidez. c) Indicar de forma justificada si se trata de un ácido fuerte o débil y si su base conjugada tendrá carácter ácido, básico o neutro.

**Respuesta:**

- a) la masa de ácido en la disolución se obtiene de:

$$0,06 = \frac{m}{\frac{60,06}{0,2}} \quad m = 0,72 \text{ g}$$

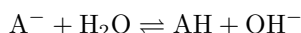
El equilibrio de ionización del ácido puede ser representado por:



sabiendo que  $c\alpha = 10^{-3,8} = 1,58 \cdot 10^{-4}\text{M}$ , con lo que  $\alpha = \frac{1,68 \cdot 10^{-4}}{0,06} = 2,8 \cdot 10^{-3}$ . Conocido este dato, la constante  $K_a$  tendrá el valor:

$$K_a = \frac{c\alpha^2}{1-\alpha} = \frac{0,06 (2,8 \cdot 10^{-3})^2}{1 - 2,8 \cdot 10^{-3}} = 4,72 \cdot 10^{-7}$$

c) Dado el valor de su constante de acidez, se trata de un **ácido débil**. Su base conjugada experimentará el siguiente proceso de hidrólisis:



Con lo que tendrá un carácter **básico**.

5. El amoníaco es una base débil ( $K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$ ): a) Escribir la ecuación de ionización del amoníaco en agua y clasificar las especies químicas de la ecuación teniendo en cuenta su carácter ácido o básico. b) Calcular la concentración de la disolución de amoníaco sabiendo que su pH es 11. ¿Cuál será el grado de ionización del amoníaco? c) ¿Cuántos gramos de NaOH hacen falta para preparar 500 mL de una disolución con un pH igual al anterior?

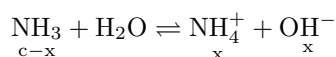
**Respuesta:**

a) La ecuación de ionización es la siguiente:



Donde el **amoníaco** actúa como una **base**, siendo el  $\text{NH}_4^+$  su **ácido** conjugado. El  $\text{H}_2\text{O}$  actúa como **ácido**, siendo el  $\text{OH}^-$  su **base** conjugada.

b) A partir del equilibrio:]



teniendo en cuenta que  $\text{pH} + \text{pOH} = 14$ ,  $[\text{OH}^-] = 10^{-3} = x$ . Aplicando la constante  $K_b$ :

$$1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{c-x} = \frac{(10^{-3})^2}{c-10^{-3}} \quad c = 0,057 \text{ M}$$

El grado de ionización será:

$$\alpha = \frac{x}{c} = \frac{10^{-3}}{0,057} = 0,018$$

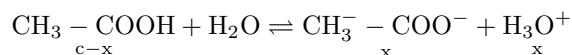
c) Al tratarse de una base fuerte, podremos escribir:

$$c = 10^{-3} = \frac{m}{0,5} \quad m = 0,02 \text{ g}$$

6. Se tiene una disolución de ácido acético de  $\text{pH} = 3$ .  $K_a$  (ácido acético) =  $1,8 \cdot 10^{-5}$  a) Calcular la concentración de la disolución y el grado de ionización del ácido acético. b) Se quiere preparar con ácido clorhídrico una disolución de igual pH. ¿Cuántos gramos de HCl puro se precisarán para preparar 250 mL de disolución? c) Ordenar por pH creciente las disoluciones de igual concentración de los siguientes compuestos: ácido acético, cloruro sódico, acetato sódico y ácido clorhídrico. Razona la respuesta.

**Respuesta:**

a) El equilibrio de ionización es el siguiente:



Al ser  $\text{pH} = 3$ , tendremos que  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3} = x$ , por lo que, aplicando la constante  $K_a$ :

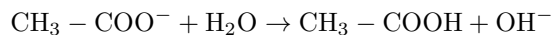
$$1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{(10^{-3})^2}{c - 10^{-3}} \quad c = 0,057 \text{ M}$$

Puesto que  $x = c\alpha$ , tendremos que:  $\alpha = \frac{x}{c} = \frac{10^{-3}}{0,057} = 0,018$

b) Al tratarse de un ácido fuerte, podremos escribir:

$$c = 10^{-3} = \frac{m}{0,25} \quad m = 9,13 \cdot 10^{-3} \text{ g}$$

c) El ácido clorhídrico es un ácido fuerte, por lo que su pH es bajo. El ácido acético es un ácido débil, por lo que su pH es mayor que el del HCl. El cloruro sódico es una sal de ácido fuerte y base fuerte, por lo que no experimenta hidrólisis, siendo neutro su pH. El acetato sódico es una sal de ácido débil y base fuerte, que puede experimentar el siguiente proceso de hidrólisis:



por lo que su pH es básico. Así pues, el orden creciente de pH quedaría: **HCl < CH<sub>3</sub> - COOH < NaCl < CH<sub>3</sub>-COONa**

## 7. OXIDACIÓN Y REDUCCIÓN.

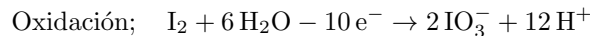
1. Dada la siguiente ecuación química:



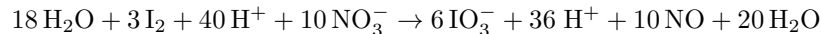
- a) Escribir y ajustar las semirreacciones de oxidación y de reducción por el método del ion-electrón.  
 b) Escribir la ecuación molecular ajustada. c) Indicar, justificando la respuesta, el agente oxidante y el agente reductor.

**Respuesta:**

a) Las respectivas semirreacciones de oxidación y de reducción son las siguientes:



Multiplicando la primera semirreacción por 3, la segunda por 10, y sumando algebraicamente, nos queda:



b) Pasando a un solo miembro los elementos que se repitan en ambos, y poniendo en forma molecular, nos quedará finalmente:

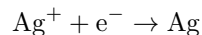
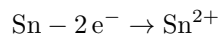


c) El  $\text{I}_2$  es el reductor, puesto que se oxida a  $\text{IO}_3^-$ , mientras que el  $\text{HNO}_3$  es el oxidante, al reducirse a  $\text{NO}$ .

2. Los potenciales de reducción estándar de los electrodos  $\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}$  y  $\text{Ag}^+/\text{Ag}$  son, respectivamente,  $\varepsilon^0(\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}) = -0,14 \text{ V}$  y  $\varepsilon^0(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,80 \text{ V}$ . Si se monta una pila utilizando láminas de dichos metales y disoluciones 1 M de sus iones, indicar: a) Las reacciones que se producen en los electrodos de esta pila. b) Identificar el ánodo y el cátodo de la pila. c) Calcular el potencial estándar de la pila formada con estos dos electrodos.

**Respuesta:**

a) Las reacciones que tienen lugar son las siguientes:

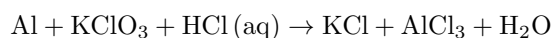


b) En el ánodo se produce la oxidación, por lo que corresponde al electrodo  $\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}$ , mientras que el cátodo, donde se produce la reducción, corresponde al electrodo  $\text{Ag}^+/\text{Ag}$ .

c) El potencial estándar será:

$$\varepsilon^0 = \varepsilon_{\text{cátodo}}^0 - \varepsilon_{\text{ánodo}}^0 = 0,80 - (-0,14) = 0,94 \text{ V}$$

3. Considerando la siguiente ecuación:



a) Escribir y ajustar las semirreacciones de oxidación y de reducción por el método del ion-electrón. b) Indicar razonadamente el agente oxidante y el reductor. c) Escribir la ecuación molecular ajustada. d) ¿Cuántos gramos de Al reaccionarán con 300 mL de una disolución de clorato potásico 0,2 M? Masas atómicas: Al: 27 ; Cl: 35,5; O: 16.

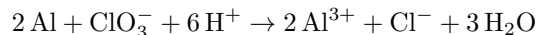
**Respuesta:**

a) Las semirreacciones son las siguientes:



b) La especie **oxidante** es aquella que se reduce, es decir, el  $\text{ClO}_3^-$ , mientras que la especie **reductora** es la que se oxida, en este caso el **Al**

c) Multiplicando la semirreacción de oxidación por 2, y sumándole la de reducción, tendremos:



Que, en forma molecular, quedará así:



d) A partir de la igualdad:

$$\frac{2 \cdot 27 \text{ g Al}}{1 \text{ mol KClO}_3} = \frac{x \text{ g Al}}{0,3 \cdot 0,2 \text{ mol KClO}_3}$$

Obteniéndose  $x = 3,24 \text{ g de Al}$ .

4. Se introduce un alambre de cobre en una disolución de  $\text{AgNO}_3$  1M. a) Tendrá lugar la reacción:  $\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{Cu}(\text{s}) \rightarrow \text{Ag}(\text{s}) + \text{Cu}^{2+}(\text{aq})$ ? b) En la ecuación propuesta en el apartado anterior, ¿qué especie actuaría como agente oxidante? c) En caso de que el alambre fuese de oro, ¿tendría lugar la reacción? Datos:  $\varepsilon^0$  (V):  $\text{Ag}^+/\text{Ag}$ : +0,80;  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$ : +0,34;  $\text{Au}^{3+}/\text{Au}$ : +1,50

**Respuesta:**

a) **La reacción tendrá lugar**, al ser, según los valores de los respectivos potenciales de reducción, la plata un elemento más reductor que el cobre. El potencial de la pila formada sería:  $\varepsilon^0 = \varepsilon_{\text{cátodo}}^0 - \varepsilon_{\text{ánodo}}^0 = 0,80 - 0,34 = 0,46 \text{ V}$

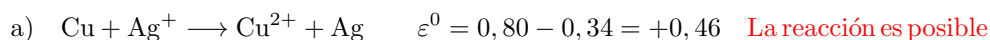
b) Según lo dicho anteriormente, el ion  $\text{Ag}^+$  actúa como agente oxidante, reduciéndose a **Ag**.

c) Si el alambre fuera de oro, el potencial de la pila sería:  $\varepsilon^0 = \varepsilon_{\text{cátodo}}^0 - \varepsilon_{\text{ánodo}}^0 = 0,80 - 1,50 = -0,70 \text{ V}$ . La reacción **no tendría lugar**.

5. Indicar, razonando la respuesta, si son verdaderas o falsas las siguientes proposiciones a partir de los potenciales estándar de reducción proporcionados:  $\varepsilon^0$  (V):  $\text{Ag}^+/\text{Ag}$ : +0,80;  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$ : +0,34;  $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}$ : -0,04. a) Una barra de cobre se recubre de plata al introducirla en una disolución de nitrato de plata. b) Si se fabrica un pila con los electrodos  $\text{Ag}^+/\text{Ag}$  y  $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}$  el ánodo es el electrodo de plata. c) El proceso redox que se produce con los electrodos  $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}$  y  $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}$  viene dado por la reacción:  $2\text{Fe}^{3+} + 3\text{Zn} \rightarrow 2\text{Fe} + 3\text{Zn}^{2+}$

**Respuesta:**

a) La reacción que tendría lugar es:

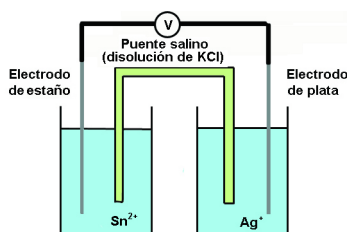


- b)  $2 \text{Ag} + \text{Zn}^{2+} \rightarrow 2 \text{Ag} + \text{Zn}$      $\varepsilon^0 = -0,76 - 0,80 = -1,56$     **La reacción no es posible**  
 c)  $2 \text{Fe}^{3+} + 3 \text{Zn} \rightarrow 2 \text{Fe} + 3 \text{Zn}^{2+}$      $\varepsilon^0 = -0,04 - (-0,76) = +0,72$     **La reacción es posible**

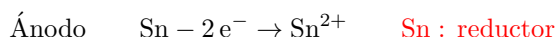
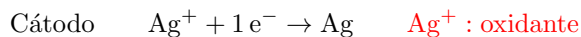
6. En un laboratorio se dispone de los siguientes componentes: un electrodo de estaño y otro de plata, nitrato de estaño (II), nitrato de plata, cloruro de potasio, material de vidrio, un voltímetro y cables de conexión. Datos:  $\varepsilon^0 : (\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}) = -0,14 \text{ V}$ ;  $(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = +0,80 \text{ V}$ . a) Se desea construir una pila. Dibujar un esquema que represente sus componentes. b) Escribir las reacciones que tienen lugar en el cátodo y en el ánodo de esa pila, indicando cuál es la especie oxidante y cuál la reductora. c) Calcular el potencial estándar de la pila formada con estos dos electrodos.

**Respuesta:**

- a) El esquema puede ser el siguiente:



- b) Las reacciones en el cátodo y en el ánodo so, respectivamente:



- c) El potencial estándar de la pila será:

$$\varepsilon^0 = \varepsilon_{\text{cátodo}}^0 - \varepsilon_{\text{ánodo}}^0 = 0,80 - (-0,14) = 0,94 \text{ V}$$

7. Se realiza la electrolisis de una disolución de cloruro de hierro (III) haciendo pasar una corriente de 8 amperios durante 2 horas por una celda electrolítica. (Constante de Faraday,  $F = 96.500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$ ). a) Describir las reacciones que tienen lugar en el cátodo y en el ánodo de la celda. b) Calcular los gramos de hierro depositados. c) Calcular el tiempo que tendría que pasar la corriente por la celda para que se desprendan 10 L de  $\text{Cl}_2(\text{g})$  si dicho volumen se mide a 1 atm y  $25^\circ\text{C}$ .

**Respuesta:**

- a) En el **ánodo** se produce el proceso de oxidación:  $2 \text{Cl}^- - 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cl}_2$ , mientras que en el **cátodo** se produce la reducción:  $\text{Fe}^{3+} + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}$ .

- b) A partir de la relación:

$$\frac{55,85 \text{ g Fe}}{3} = \frac{m}{8 \cdot 7200} \quad m = 11,11 \text{ g Fe}$$

- c) La masa de  $\text{Cl}_2$  se calcula aplicando la ecuación de los gases:

$$1 \cdot 10 = n \cdot 0,082 \cdot 298 \quad n = 0,41 \text{ mol equivalente a } 0,41 \cdot 71 = 29 \text{ g Cl}_2$$

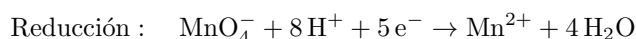
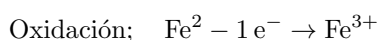
El tiempo necesario se calcula a partir de:

$$\frac{35,5 \text{ g Cl}}{96500 \text{ C}} = \frac{29}{8 \cdot t} \quad t = 9854 \text{ s}$$

8. El catión hierro(II) puede ser oxidado por una disolución ácida de permanganato de potasio, tal como ocurre en esta reacción:  $\text{KMnO}_4 + \text{FeCl}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{FeCl}_3 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$  a) Ajustar la reacción iónica empleando el método del ión-electrón. b) Escribir la reacción molecular redox ajustada. c) Si se necesitan 26,0 mL de una disolución de permanganato de potasio de concentración 0,025 M para valorar 25,0 mL de una disolución que contiene  $\text{Fe}^{2+}$ , calcular la concentración de la disolución de  $\text{Fe}^{2+}$ .

**Respuesta:**

- a) a) Las respectivas semirreacciones de oxidación y de reducción son las siguientes:



Multiplicando la segunda semirreacción por 5, y sumando a la primera, nos queda:



- b) En forma molecular, nos queda:



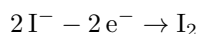
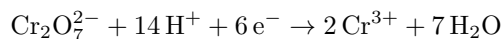
- c) A partir de la relación:

$$\frac{1 \text{ mol KMnO}_4}{5 \text{ mol FeCl}_2} = \frac{26 \cdot 10^{-3} \cdot 0,025 \text{ mol KMnO}_4}{25 \cdot 10^{-3} \text{ c}} \quad \text{c} = 0,13 \text{ M}$$

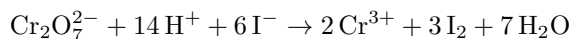
9. Dada la siguiente ecuación química:  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$  a) Ajustar la ecuación por el método del ión-electrón. b) Indicar qué sustancias se oxidan o reducen.

**Respuesta:**

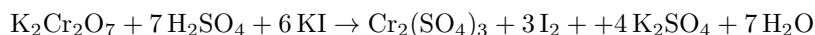
- a) Las semirreacciones son las siguientes:



Multiplicando por tres la segunda semirreacción, y sumando a la primera, obtendremos:



En forma molecular:



El  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  es la especie que **se reduce**, al ganar electrones. El **KI se oxida**, al perder electrones.

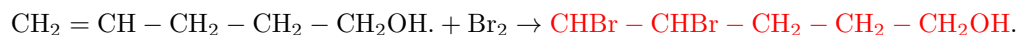
## 8. QUÍMICA ORGÁNICA.

1. Dado el compuesto 4-penten-1-ol: a) Escribir su fórmula, b) Escribir la reacción de adición de Br<sub>2</sub> y nombrar el compuesto resultante. c) Escribir la reacción de deshidratación con H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>(c) y nombrar el compuesto resultante.

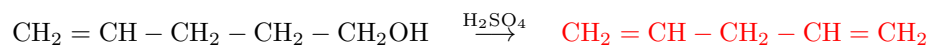
**Respuesta:**

a) La fórmula de este compuesto es la siguiente:  $\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2\text{OH}$ .

b) la reacción de adición es:



c) La reacción de deshidratación puede representarse de la forma:

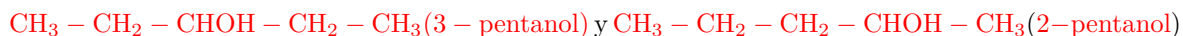


2. Indicar, razonando, a partir de qué compuestos de los siguientes puedes obtener un ácido por oxidación: a.1) 1-pentanol. b.1) 2-butanol. c.1) 1,1-dicloro-1 propanol. d.1) propanal e.1) propanona. b) Indicar un isómero de posición del 1-pentanol. c) Razonar si la propanona puede tener isómeros de posición.

**Respuesta:**

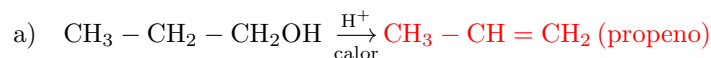
a) Sólo se puede obtener un ácido a partir de un alcohol primario o de un aldehído, es decir, **a.1** y **d.1**

b) Dos posibles isómeros podrían ser:



c) No es posible, pues el grupo -CO- de la propanona (CH<sub>3</sub> - CO - CH<sub>3</sub>) no puede encontrarse en un extremo de la cadena.

3. Completar las siguientes reacciones, nombrando los productos obtenidos e indicando de qué tipo de reacción se trata:



Reacción de **eliminación**



Reacción de **esterificación**



Reacción de **adición**

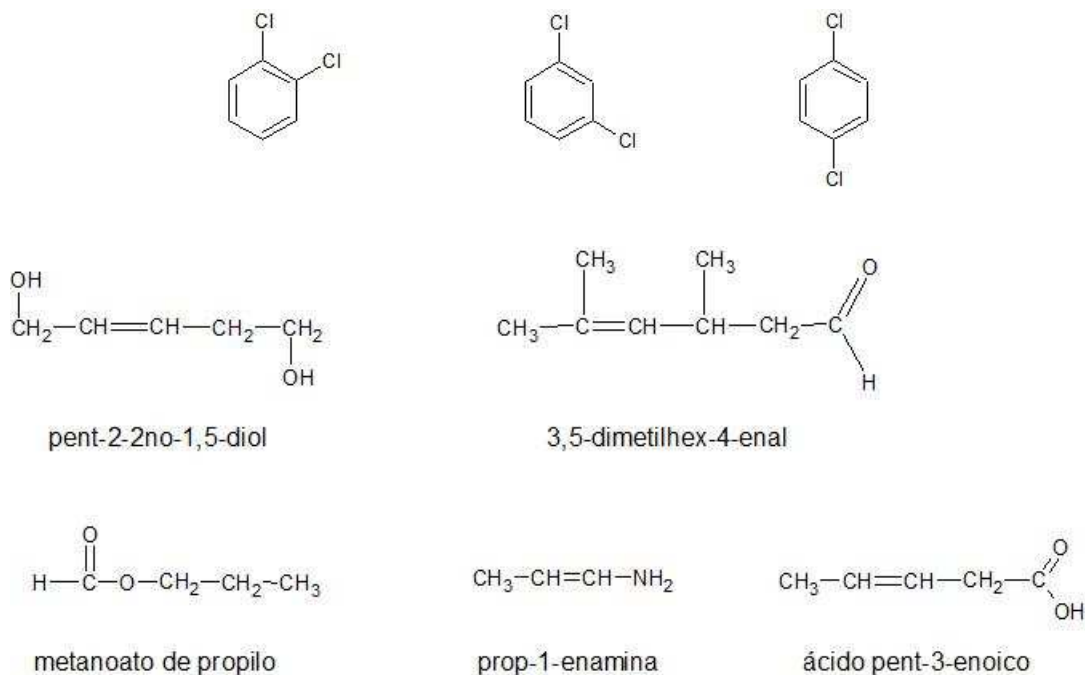
4. Para cada compuesto, nombrar y formular: a) Un isómero de función de CH<sub>3</sub>OCH<sub>2</sub>CH<sub>3</sub>. b) Tres isómeros de posición del derivado bencénico C<sub>6</sub>H<sub>4</sub>Cl<sub>2</sub>. c) Formular los siguientes compuestos: Pent-2-eno-1,5-diol; 3,5-dimetilhex-4-enal; metanoato de propilo; prop-1-enamina; ácido pent-3-enoico.

**Respuesta:**

a) Un isómero de función puede ser  $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{OH}$

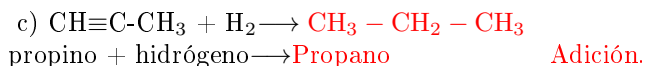
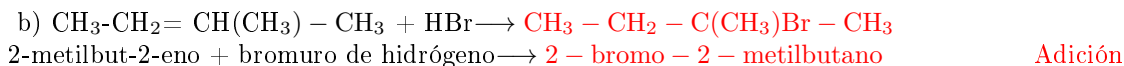
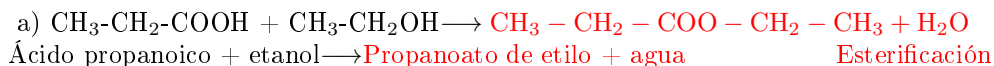
b) Los isómeros de posición del C<sub>6</sub>H<sub>4</sub>Cl<sub>2</sub> son los siguientes:





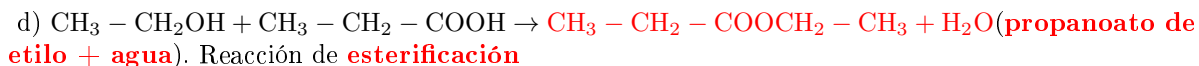
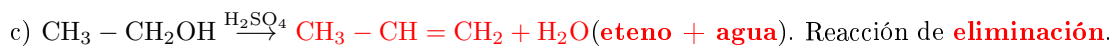
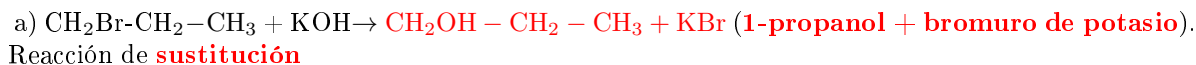
5. Completar las siguientes reacciones orgánicas, e indicar en cada caso de qué tipo de reacción se trata. Nombrar los productos y formular tanto éstos como los reactivos. a) Ácido propanoico + etanol; b) 2-metilbut-2-eno + bromuro de hidrógeno. c) propino + hidrógeno (exceso, en presencia de catalizador).

**Respuesta:**



6. Completar las siguientes reacciones orgánicas, e indicar en cada caso de qué tipo de reacción se trata. Nombrar los productos y formular tanto los reactivos como los productos. a) 1-Bromopropano + KOH b) Propan-2-ol +  $\text{KMnO}_4$  c) Etanol +  $\text{H}_2\text{SO}_4$  d) Etanol + ácido propanoico.

**Respuesta:**



7. Indicar si cada una de las siguientes afirmaciones es verdadera o falsa y justificar las respuestas. a) Si el doble enlace de un alqueno adiciona hidrógeno se convierte en un alcano. b) La reducción de un grupo funcional aldehído conduce a un ácido carboxílico. c) La deshidratación del etanol, por el ácido

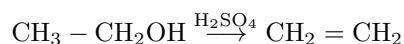
sulfúrico, produce etino. d) La condensación de dos moléculas de alcohol da lugar a un éter y agua.

**Respuesta:**

a) La afirmación es **correcta**. Un ejemplo podría ser la reacción:  $\text{CH}_2 = \text{CH}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_3 - \text{CH}_3$

b) La afirmación es **falsa**: un ácido carboxílico se obtiene por oxidación de un aldehído.

c) La afirmación es **falsa**. Se produce eteno, según la reacción:

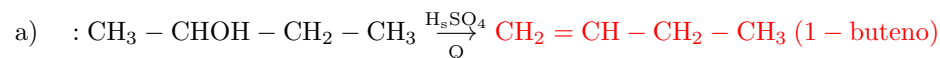


d) La afirmación es **correcta**. Una reacción de este tipo es:



8. Completar las siguientes reacciones químicas. Escribir las fórmulas semidesarrolladas de todos los compuestos orgánicos y nombra los productos de reacción. a) Deshidratación del 2-butanol. b) Adición de cloruro de hidrógeno al propeno. c) Esterificación del ácido propanoico con etanol.

**Respuesta:**



La reacción C produce, además, agua.