



## RECOPIULATORIO DE PREGUNTAS DE EXÁMENES (2011-2018)

Con el fin de facilitar la preparación del examen, se recopilan en este documento las preguntas de los exámenes de los últimos años (2011-2018) relativas a aquellos contenidos que siguen siendo objeto de examen en la presente convocatoria 2019 (currículo de la asignatura en segundo curso de Bachillerato)

**IMPORTANTE: EN 2019 ENTRA UN BLOQUE NUEVO DE CONTENIDOS DE Q. ORGÁNICA, QUE INCLUYE, ADEMÁS DE LA FORMULACIÓN, ISOMERÍA Y REACCIONES ORGÁNICAS**

## 1. ESTRUCTURA DE LA MATERIA

## 1.A) Configuraciones electrónicas, orbitales, números cuánticos, estados de oxidación, propiedades periódicas ...

## 2018

Para los elementos químicos de número atómico 19 y 35:

a) Escriba sus configuraciones electrónicas. (0.75 puntos)



b) Indique el nombre y el símbolo químico de dichos elementos. (0.5 puntos)

Z=19: Potasio, K

Z=35: Bromo, Br

c) Indique razonadamente cual es el ion más estable para cada uno de dichos elementos y escriba sus respectivas configuraciones electrónicas. (0.75 puntos)

Z=19:  $K^+$

Al perder un electrón, el átomo de potasio adquiere configuración electrónica de gas noble (octeto completo). Tiene tendencia a perder ese electrón ya que se trata de un metal y tiene una baja energía de ionización.

Configuración del catión formado:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

Z=35:  $Br^-$

Al ganar un electrón el átomo de bromo adquiere configuración electrónica de gas noble (octeto completo). Tiene tendencia a ganar ese electrón ya que se trata de un no metal y tiene una afinidad electrónica alta en valor absoluto.

Configuración del anión formado:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$

 **2017**

Indique justificadamente cuales de los siguientes grupos de números cuánticos son imposibles para un electrón en un átomo: (0.5 puntos):

$$(3, 3, 1, 1/2); (3, 2, -2, -1/2); (2, 1, 0, 1/2); (4, 3, -1, 1)$$

Cada conjunto de números cuánticos se presenta en el orden (n, l, m, s), donde:

"n" es el número cuántico principal. Toma valores enteros y positivos distintos de cero; n= 1, 2, 3....

"l" es el número del momento angular (o número cuántico azimutal). Puede ser cero o un número entero positivo, menor que n:  $l = 0, 1, 2, \dots, n-1$  l nunca puede ser igual a n.

"m" es el número cuántico magnético. Puede ser un número entero positivo o negativo, incluyendo el cero, que se encuentre en el intervalo de -l a +l.

"s" es el número cuántico de spin. Puede tomar los valores +1/2 o -1/2.

Por tanto:

(3, 3, 1, 1/2) es imposible: si n=3, l solo puede tomar los valores 0, 1 y 2.

(4, 3, -1, 1) es imposible, ya que "s" solo puede tomar los valores +1/2 ó -1/2.

Para los grupos que sean posibles indique:

- el nivel de energía, (0.5 puntos)
- el orbital al que corresponde y (0.5 puntos)
- el número máximo de electrones que puede albergar la subcapa correspondiente. (0.5 puntos)

(3, 2, -2, -1/2): Nivel de energía n=3, orbital d (orbital **3d**).  
La subcapa 3d puede albergar 10 e<sup>-</sup> como máximo

(2, 1, 0, 1/2): Nivel de energía n=2, orbital p (orbital **2p**).  
La subcapa 2p puede albergar 6 e<sup>-</sup> como máximo

 **2015**

Dados los conjuntos siguientes de valores de números cuánticos:

$$(5, 2, 3, 1/2); (3, 2, -1, -1/2); (1, 2, -1, -1/2) \text{ y } (2, 1, 0, 1/2)$$

- a) Indique razonadamente cuáles de ellos no están permitidos. (0.75 puntos)

(5, 2, 3, 1/2): No está permitido porque si l = 2, m sólo puede tomar los valores -2, -1, 0, 1 y 2.

(1, 2, -1, -1/2): No está permitido porque si n = 1, l sólo puede tomar el valor de 0.

- b) Indique el nivel de energía y el orbital en el que se encontrarían los electrones cuyos valores de números cuánticos están permitidos. (0.75 puntos)

(3, 2, -1, -1/2): Nivel de energía: 3; orbital: 3d

(2, 1, 0, 1/2): Nivel de energía 2; orbital: 2p

- c) Ordene en orden creciente de energía los orbitales de dichos electrones permitidos. (0.5 puntos)

2p < 3d

## 2014

Escriba la configuración electrónica de la capa de valencia de los halógenos, de los gases nobles y de los elementos alcalinos. Justifique, para elementos del mismo periodo, a qué grupo de estos elementos corresponde el mayor radio atómico. (1.5 puntos)

Halógenos:  $ns^2 np^5$

Gases nobles:  $ns^2 np^6$

Alcalinos:  $ns^1$

El mayor radio atómico, dentro del mismo periodo, corresponde a los alcalinos, ya que al avanzar en un periodo el radio disminuye, debido al aumento de la **carga nuclear efectiva**.

La **carga nuclear efectiva** aumenta al avanzar en un periodo porque aumenta el nº de protones en el núcleo mientras que los electrones se adicionan en un mismo nivel, y no se apantallan bien unos a otros.

## 2013

Los números atómicos y másicos de dos elementos B y C son: B ( $Z=13$ ,  $A=27$ ) y C ( $Z=17$ ;  $A=37$ ):

a) Indique, para cada uno de ellos, el símbolo del elemento y el número de neutrones y de protones que posee. (0.75 puntos)

El número de neutrones se calcula restando al número másico el número atómico:  $N = A - Z$

B: Es el **Al**. Tiene 13 protones y 14 neutrones.

C: Es el **Cl**. Tiene 17 protones y 20 neutrones.

b) Razone cuál de ellos tendrá una primera energía de ionización mayor. (0.75 puntos)

La energía de ionización aumenta hacia la derecha en la tabla periódica, es decir, al avanzar en un periodo, debido al aumento de la **carga nuclear efectiva** (debido a su vez a que aumenta el número de protones en el núcleo mientras que los electrones se adicionan en un mismo nivel, y no se apantallan bien unos a otros). Como el Cl está más hacia la derecha que el Al, la energía de ionización del Cl será mayor.

## 2012

Escriba los valores de los números cuánticos para:

a) Los orbitales 2p. (0.75 puntos)

$n = 2$ ;  $l = 1$ ;  $m = -1, 0, 1$

(Los orbitales se caracterizan por los tres primeros números cuánticos:  $n$ ,  $l$  y  $m$ )

También se podría escribir:  $(2, 1, 1)$ ,  $(2, 1, 0)$  y  $(2, 1, -1)$

b) 2 electrones situados en un orbital 2s. (0.75 puntos)

$(2, 0, 0, 1/2)$  y  $(2, 0, 0, -1/2)$

(Según el Principio de exclusión de Pauli, en un átomo no puede haber dos electrones con los cuatro números cuánticos idénticos. Puesto que el orbital 2s está definido por  $n = 2$ ,  $l = 0$  y  $m = 0$ , los dos electrones que lo ocupan tienen que diferir en el número cuántico de spin,  $s$ , que tomará para uno de ellos el valor  $+1/2$  y para el otro el valor  $-1/2$ )

## 2011

De las siguientes configuraciones electrónicas:  $1s^22s^2$ ,  $1s^22s^23s^1$ ,  $1s^22s^22p^6$ ,  $1s^22s^22p^63s^1$

a) ¿Cuál o cuáles pertenece/n a un elemento alcalino? (0.75 puntos)

Pertenece a un elemento alcalino las que tengan la configuración  $ns^1$  en su capa más externa (y las anteriores capas completas, pues de lo contrario podría tratarse de otro elemento en un estado excitado). Sólo hay una configuración que cumpla esas dos condiciones:  **$1s^22s^22p^63s^1$**  (corresponde al elemento Na).

La configuración  $1s^22s^23s^1$  tiene el nivel  $n=2$  incompleto (faltan los electrones  $2p$ ), por lo que no corresponde a un elemento alcalino (sería un átomo de B excitado).

b) ¿Cuál o cuáles corresponde/n a un gas noble? (0.75 puntos)

Pertenece a un gas noble las configuraciones que tengan un nivel completo. En este caso, la configuración  **$1s^22s^22p^6$**  (corresponde al elemento Ne).

## 1.B) Transiciones electrónicas

## 2016

Considere, para el átomo de hidrógeno, el tránsito de un electrón desde el nivel con número cuántico principal  $n=4$  hasta el nivel con  $n=2$ :

- Calcule la longitud de onda correspondiente a la radiación implicada en dicho tránsito. (1.3 puntos)
- ¿Cuál es la frecuencia de dicha radiación? (0.4 puntos)
- Indique razonadamente si en dicho tránsito electrónico el átomo de hidrógeno absorberá o emitirá energía. (0.3 puntos)

Datos:  $R = 1.097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$ ;  $c = 3.0 \cdot 10^8 \text{ m/s}$

$$a) \quad \frac{1}{\lambda} = R \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \quad \text{donde } (n_1 < n_2) \rightarrow \frac{1}{\lambda} = 1.097 \cdot 10^7 \left( \frac{1}{2^2} - \frac{1}{4^2} \right) = 2.05 \cdot 10^6 \text{ m}^{-1}$$

$$\lambda = 4.86 \cdot 10^{-7} \text{ m}$$

$$b) \quad \text{Como } c = v \cdot \lambda \rightarrow v = c/\lambda = 3 \cdot 10^8 / 4.86 \cdot 10^{-7} = 6.17 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1} = v$$

c) La energía de un electrón es directamente proporcional al número cuántico principal  $n$ , que define el nivel principal de energía en que se encuentra. Por tanto, dado que el electrón tiene más energía en el nivel  $n=4$  que en el nivel  $n=2$ , al saltar del primero al segundo emite energía.

## 2. ENLACE

### 2.A) Estructuras de Lewis y geometría molecular

2018

Dadas las moléculas de  $\text{H}_2\text{S}$  y  $\text{PCl}_3$ :

a) Escriba su estructura de Lewis. (1 punto)



b) Justifique su geometría según la teoría de repulsión de pares de electrones de la capa de valencia. (1 punto)

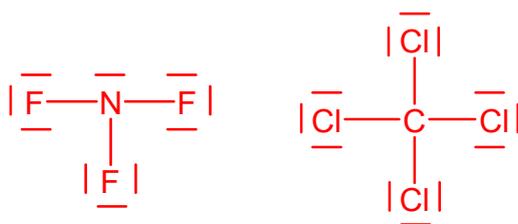
$\text{H}_2\text{S}$ : el átomo central (S) tiene 4 pares de electrones, lo que llevaría a una geometría tetraédrica para minimizar las repulsiones entre ellos. Sin embargo, dado que dos pares de electrones son enlazantes y los otros dos pares son solitarios (molécula tipo  $\text{AB}_2\text{E}_2$ ), la geometría real de la molécula es angular.

$\text{PCl}_3$ : el átomo central (P) tiene 4 pares de electrones, lo que llevaría a una geometría tetraédrica para minimizar las repulsiones entre ellos. Sin embargo, dado que tres pares de electrones son enlazantes y el cuarto par es solitario (molécula tipo  $\text{AB}_3\text{E}_1$ ), la geometría real de la molécula es trigonal piramidal (o pirámide trigonal).

2015

Dadas las moléculas de  $\text{NF}_3$  y  $\text{CCl}_4$ :

a) Escriba la estructura de Lewis para cada una de ellas. (1 punto)



b) Indique justificadamente la geometría de cada una, según la teoría de repulsión de pares de electrones de la capa de valencia. (1 punto)

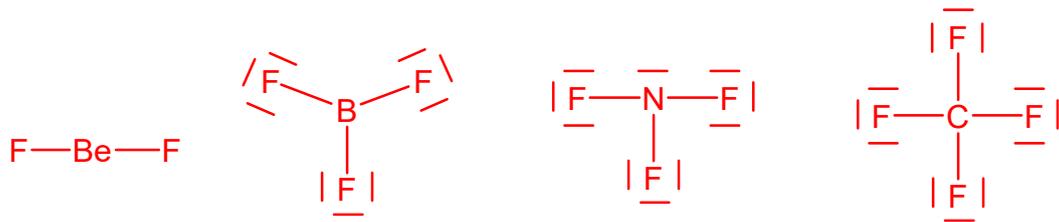
$\text{NF}_3$ : el átomo central (N) tiene 4 pares de electrones, lo que llevaría a una geometría tetraédrica para minimizar las repulsiones entre ellos. Sin embargo, dado que tres pares de electrones son enlazantes y el cuarto par es solitario (molécula tipo  $\text{AB}_3\text{E}_1$ ), la geometría real de la molécula es trigonal piramidal (o pirámide trigonal).

$\text{CCl}_4$ : el átomo central (C) está rodeado de 4 pares de electrones, lo que llevaría a una geometría tetraédrica para minimizar las repulsiones entre ellos. Como los cuatro pares son enlazantes (molécula tipo  $\text{AB}_4\text{E}_0$ ), la geometría de la molécula es tetraédrica.

2017

Para cada una de las siguientes moléculas:  $\text{BeF}_2$ ,  $\text{BF}_3$ ,  $\text{NF}_3$  y  $\text{CF}_4$ :

a) Represente su estructura de Lewis (0.8 puntos)



b) Justifique su geometría según la teoría de repulsión de pares de electrones de la capa de valencia (1.2 puntos)

$\text{BeF}_2$ : el átomo central (Be) tiene 2 pares de electrones, lo que lleva a una geometría lineal para conseguir la mínima repulsión entre ellos. Como los dos pares son enlazantes y no hay pares solitarios (molécula tipo  $\text{AB}_2\text{E}_0$ ), la geometría de la molécula es lineal.

$\text{BF}_3$ : el átomo central (B) tiene 3 pares de electrones, lo que llevaría a una geometría triangular para minimizar las repulsiones entre ellos. Como los tres pares son enlazantes y no hay por tanto pares solitarios (molécula tipo  $\text{AB}_3\text{E}_0$ ), la geometría de la molécula es trigonal plana (o triangular).

$\text{NF}_3$ : el átomo central (N) tiene 4 pares de electrones, lo que llevaría a una geometría tetraédrica para minimizar las repulsiones entre ellos. Sin embargo, dado que tres pares de electrones son enlazantes y el cuarto par es solitario (molécula tipo  $\text{AB}_3\text{E}_1$ ), la geometría real de la molécula es trigonal piramidal (o pirámide trigonal).

$\text{CF}_4$ : el átomo central (C) está rodeado de 4 pares de electrones, lo que llevaría a una geometría tetraédrica para minimizar las repulsiones entre ellos. Como los cuatro pares son enlazantes (molécula tipo  $\text{AB}_4\text{E}_0$ ), la geometría de la molécula es tetraédrica.

2014

Dibuje las estructuras de Lewis de  $\text{CO}$  y  $\text{CO}_2$ . ¿Presentarán ambas moléculas la misma longitud de enlace C-O? Razone la respuesta (1.5 puntos)



(se da por buena también la estructura del  $\text{CO}$  sin indicar la separación de cargas formales)

No presentarán la misma longitud de enlace C-O. En el  $\text{CO}_2$  los enlaces serán más largos, porque se trata de enlaces dobles, mientras que en el  $\text{CO}$  el enlace C-O será más corto, por ser un enlace triple.

2011

Para la molécula de CO<sub>2</sub>:

a) Represente su estructura de Lewis. (0.75 puntos)



b) Justifique si se trata de una especie polar o apolar. (0.75 puntos)

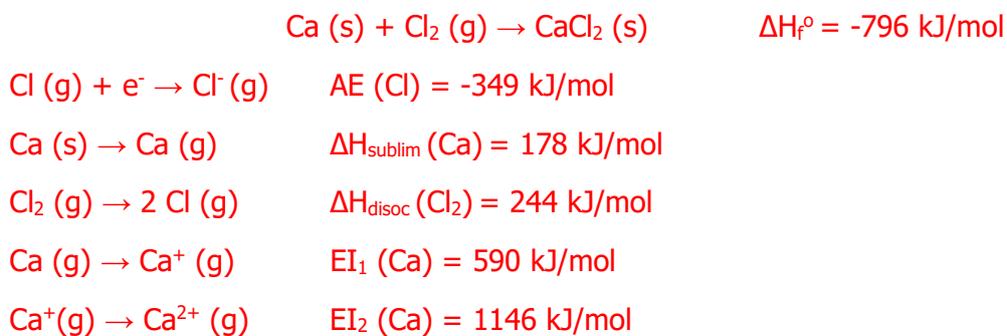
Los enlaces C-O son polares pero, como la molécula es lineal, el momento polar resultante es cero, por lo que se trata de una especie apolar.



2.B) Cálculos de energía reticular

2016

Calcule la energía de red o energía reticular del CaCl<sub>2</sub> sabiendo que su entalpía de formación estándar es igual a -796 kJ/mol, la afinidad electrónica del cloro es -349 kJ/mol, la energía de sublimación del calcio es 178 kJ/mol, la energía de disociación del cloro es 244 kJ/mol, la primera energía de ionización del calcio es igual a 590 kJ/mol y la segunda energía de ionización de calcio 1146 kJ/mol. (2 puntos)



$$\begin{aligned} \Delta H_f^\circ &= \Delta H_{\text{sublim}} \text{ (Ca)} + \Delta H_{\text{disoc}} \text{ (Cl}_2) + \text{EI}_1 \text{ (Ca)} + \text{EI}_2 \text{ (Ca)} + 2 \text{ AE (Cl)} + U \\ -796 &= 178 + 244 + 590 + 1146 - 2 \cdot 349 + U \\ U &= -796 - 178 - 244 - 590 - 1146 + 2 \cdot 349 = \mathbf{-3652 \text{ kJ/mol} = U} \end{aligned}$$

## 2.C) Otros aspectos (polaridad, carácter iónico o covalente, propiedades moleculares...)

2013

Justifique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

a) El NaF, a temperatura ambiente, es un sólido conductor de la electricidad. (0.75 puntos)

**FALSA:** El NaF es un sólido iónico. En estado sólido su estructura es una red cristalina en la que los iones carecen de movilidad y por tanto no conduce la corriente eléctrica (sí que la conduce al disolverse en agua o al fundirse).

b) Los sólidos moleculares se denominan también sólidos covalentes. (0.75 puntos)

**FALSA:** No se trata de lo mismo:

Un **sólido molecular** (o sólido covalente molecular) está formado por moléculas covalentes que se unen entre sí mediante débiles interacciones intermoleculares (enlaces de Van der Waals o enlaces de H), formando un cristal. Las distancias intermoleculares son mayores que las distancias intramoleculares. Cuando el sólido se funde se rompen los enlaces intermoleculares, pero las moléculas permanecen. Ejemplos: el hielo (H<sub>2</sub>O sólida), el azufre (moléculas de S<sub>8</sub>), el yodo (moléculas de I<sub>2</sub>), el fósforo blanco (moléculas de P<sub>4</sub>), y la mayoría de los compuestos orgánicos, como la glucosa (C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub>).

Un **sólido covalente** (o sólido covalente atómico) no está formado por moléculas, sino por una red tridimensional de átomos iguales o diferentes, unidos entre sí por enlaces covalentes. Ejemplos: la sílice (red de fórmula empírica SiO<sub>2</sub>) y el diamante (red de átomos de C).

2012

Cuatro elementos: A, B, C y D presentan las siguientes electronegatividades:

Elemento	A	B	C	D
$\chi$	3,0	2,8	2,5	2,1

Si se forman las moléculas AB, AC, AD y BD:

a) Clasifíquelas por orden creciente de su carácter covalente. (0.75 puntos)

El carácter covalente será mayor conforme menor sea la diferencia de electronegatividad,  $\chi$ .

Para las cuatro moléculas, la  $\Delta\chi$  es:

$$\Delta\chi(AB) = 0.2; \quad \Delta\chi(AC) = 0.5; \quad \Delta\chi(AD) = 0.9; \quad \Delta\chi(BD) = 0.7;$$

Por tanto, el carácter covalente sigue el orden: AD < BD < AC < AB

b) ¿Cuál será la más polar? (0.75 puntos)

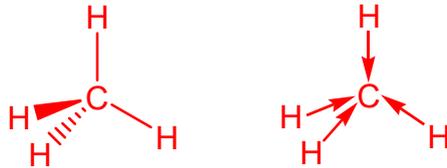
La más polar será la que tenga una mayor diferencia de electronegatividad entre los átomos, en este caso, AD.

Justifique las siguientes afirmaciones:

a) El metano es insoluble en agua. (0.75 puntos)

La solubilidad de una sustancia en agua está determinada por su polaridad: las sustancias polares son solubles en agua y las apolares no lo son.

Para el metano, debido a su simetría tetraédrica, el momento dipolar es cero, así que es apolar y no es soluble en agua.



b) A 25 °C  $F_2$  y  $Cl_2$  son gases,  $Br_2$  es líquido y  $I_2$  es sólido. (0.75 puntos)

El estado de agregación de las sustancias covalentes, a una determinada temperatura, dependerá de cómo sean las fuerzas intermoleculares entre ellas.

En el caso de los halógenos,  $X_2$ , las moléculas son apolares, y por tanto las interacciones entre ellas se producen por enlaces de Van der Waals del tipo dipolo instantáneo-dipolo inducido, también conocidos como **fuerzas de dispersión de London**. Estas fuerzas son mayores al aumentar el número de electrones de los átomos implicados, pues a mayor tamaño de la nube electrónica, mayor es la probabilidad de que se generen dipolos instantáneos. Por tanto, las fuerzas de London aumentarán en el orden  $F_2 < Cl_2 < Br_2 < I_2$  y en ese orden aumentarán también los puntos de fusión y de ebullición de los halógenos. Esto explica que el  $I_2$  sea sólido a temperatura ambiente, el  $Br_2$ , líquido y el  $Cl_2$  y el  $F_2$  sean gases.

### 3. CINÉTICA QUÍMICA

2012

Razone si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

a) Un catalizador es una sustancia que aumenta el rendimiento de una reacción. (0.75 puntos)

Falso. El catalizador tiene un efecto cinético (modifica la energía de activación de la reacción), pero no termodinámico (no afecta al estado inicial y final, ni al equilibrio ni al rendimiento de la reacción).

b) Un catalizador es una sustancia que actúa sobre una reacción originando unos productos distintos de los que obtendríamos en ausencia del mismo. (0.75 puntos)

Falso. Si una sustancia modifica los productos de reacción no se trata de un catalizador, ya que este sólo afecta a la cinética de la reacción, pero no altera su estado inicial ni final. Es decir, la reacción global sigue siendo la misma.

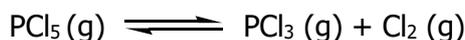
El catalizador tiene un efecto cinético (modifica la energía de activación de la reacción), pero no termodinámico (no afecta al estado inicial y final, ni al equilibrio ni al rendimiento de la reacción)

## 4. EQUILIBRIO QUÍMICO

### 4.A) Cálculos de equilibrio y Principio de Le Châtelier

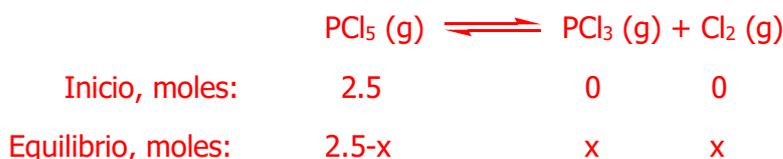
2017

En un recipiente de 10 L de capacidad y mantenido a 270 °C se hace vacío, se introducen 2.5 moles de pentacloruro de fósforo ( $\text{PCl}_5$ ) y se cierra herméticamente. La presión en el interior comienza a elevarse debido a la siguiente reacción química:



Cuando se alcanza el equilibrio, la presión es de 15.6 atm

a) Calcule el número de moles de  $\text{PCl}_5$ ,  $\text{PCl}_3$  y  $\text{Cl}_2$  en el equilibrio (1 punto)



Número de moles totales en el equilibrio =  $2.5-x+x+x = 2.5+x$

Podemos calcular el valor de x con la Ecuación de los Gases Ideales:

$$\mathbf{P \cdot V = n \cdot R \cdot T} \quad 15.6 \cdot 10 = (2.5+x) \cdot 0.082 \cdot 543 \quad \text{Resolviendo la ecuación se obtiene } x = 1$$

Por tanto, en el equilibrio: moles de  $\text{PCl}_5 = 2.5 - x = 2.5 - 1 = \mathbf{1.5 \text{ moles}}$  de  $\text{PCl}_5$

moles de  $\text{PCl}_3 = \text{moles de } \text{Cl}_2 = x = \mathbf{1 \text{ mol}}$  de  $\text{PCl}_3$  y de  $\text{Cl}_2$

b) Calcule  $K_c$  y  $K_p$  (1 punto)

$$K_c = \frac{[\text{PCl}_3][\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]} \quad K_c = \frac{\left(\frac{1}{10}\right)\left(\frac{1}{10}\right)}{\left(\frac{1.5}{10}\right)} = 6.67 \cdot 10^{-2} = K_c$$

$$K_p = K_c (R T)^{\Delta n} = 0.067 \cdot (0.082 \cdot 543)^1 = \mathbf{2.98} = K_p$$

Dato:  $R=0.082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

**2018**

En un recipiente de 2 L se mezclan 0.124 g de hidrógeno y 10.668 g de yodo a 400 °C. Al establecerse el siguiente equilibrio:



se forman 0.076 moles de yoduro de hidrógeno. Calcule las constantes:

a)  $K_c$  (1.5 puntos)

$$0.124 \text{ g H}_2 = (0.124/2) \text{ moles} = 0.062 \text{ moles de H}_2$$

$$10.668 \text{ g de I}_2 = (10.668/254) \text{ moles} = 0.042 \text{ moles de I}_2$$



Inicio, moles:	0.062	0.042	0
Equilibrio, moles:	0.062-x	0.042-x	2x

Dado que  $2x = 0.076 \rightarrow x = 0.038$  y por tanto conocemos el número de moles de cada especie en el equilibrio. Hay que dividir los moles entre el volumen (2L), para obtener las concentraciones:

$$K_c = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]} \quad K_c = \frac{\left(\frac{0.076}{2}\right)^2}{\left(\frac{0.062 - 0.038}{2}\right)\left(\frac{0.042 - 0.038}{2}\right)} \quad K_c = 60.17$$

b)  $K_p$  (0.5 puntos)

$$K_p = K_c (R T)^{\Delta n} \quad \text{Dado que } \Delta n = 0, \quad K_p = K_c = 60.17$$

Datos:  $R = 0.082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$  Masas atómicas:  $\text{H} = 1; \text{I} = 127 \text{ (g}\cdot\text{mol}^{-1})$

**2016**

Para cada una de las siguientes reacciones químicas:



a) Escriba la expresión de la constante de equilibrio  $K_c$  (0.7 puntos)

$$K_c = [\text{O}_2] \quad K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{NO}]^2 [\text{O}_2]}$$

b) Indique justificadamente cómo afectaría al equilibrio un aumento de la temperatura (0.7 puntos)

Un aumento de la T desplaza el equilibrio en el sentido que provoque la absorción de calor:

- i) Al ser una reacción endotérmica, se desplaza hacia la derecha, (se forman más productos).
- ii) Al ser una reacción exotérmica, se desplaza hacia la izquierda, (se forman más reactivos).

c) Indique justificadamente cómo afectaría al equilibrio un aumento de la presión (0.6 puntos)

Un aumento de la P desplaza el equilibrio hacia donde haya menos moles de sustancias gaseosas:

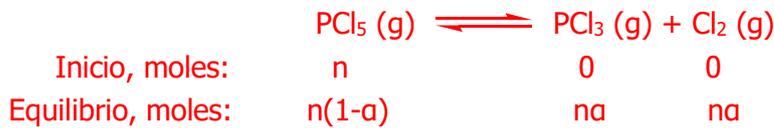
- i) Sólo existen especies gaseosas en los productos  $\rightarrow$  el equilibrio se desplazará hacia la izquierda.
- ii) Existen 2 moles de especies gaseosas en los productos y 3 moles en los reactivos, así que el equilibrio se desplazará hacia la derecha, donde hay menos moles de sustancias gaseosas.

En un recipiente de 2 L de capacidad se calienta  $\text{PCl}_5$  gaseoso a  $200\text{ }^\circ\text{C}$ , estableciéndose el siguiente equilibrio:  $\text{PCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$

Si el grado de disociación del  $\text{PCl}_5$  es 0.8 y la presión 2 atm, calcule la constante  $K_p$  a  $200\text{ }^\circ\text{C}$ . (2 puntos)

Dato:  $R=0.082\text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$

Escribimos los datos del equilibrio empleando el grado de disociación  $\alpha$ , puesto que lo da el problema:



La expresión de  $K_p$  es:  $K_p = \frac{P_{\text{PCl}_3} P_{\text{Cl}_2}}{P_{\text{PCl}_5}}$  Necesitamos las presiones parciales de cada gas en el equilibrio, que se calculan a partir de la  $P_{\text{total}}$  y la fracción molar de cada gas:  $P_i = X_i \cdot P_{\text{total}}$

donde  $X_i = \frac{n_i}{n_{\text{total}}}$  siendo  $n_{\text{total}} = n(1-\alpha) + n\alpha + n\alpha = n(1+\alpha)$  y  $P_{\text{total}} = 2$ . Por tanto:

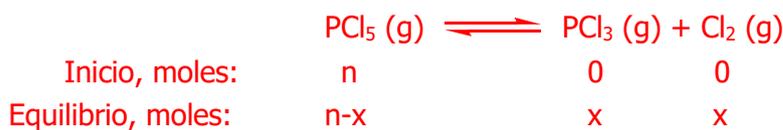
$$\text{Para } \text{PCl}_3: P_{\text{PCl}_3} = P_{\text{total}} \frac{n_{\text{PCl}_3}}{n_{\text{total}}} = P_{\text{total}} \frac{n\alpha}{n(1+\alpha)} = P_{\text{total}} \frac{\alpha}{(1+\alpha)} = 2 \frac{\alpha}{(1+\alpha)}$$

$$\text{Para } \text{Cl}_2: P_{\text{Cl}_2} = P_{\text{total}} \frac{n_{\text{Cl}_2}}{n_{\text{total}}} = P_{\text{total}} \frac{n\alpha}{n(1+\alpha)} = P_{\text{total}} \frac{\alpha}{(1+\alpha)} = 2 \frac{\alpha}{(1+\alpha)}$$

$$\text{Para } \text{PCl}_5: P_{\text{PCl}_5} = P_{\text{total}} \frac{n_{\text{PCl}_5}}{n_{\text{total}}} = P_{\text{total}} \frac{n(1-\alpha)}{n(1+\alpha)} = P_{\text{total}} \frac{1-\alpha}{1+\alpha} = 2 \frac{1-\alpha}{1+\alpha}$$

$$\text{Sustituyendo en la expresión de } K_p \text{ queda: } K_p = \frac{P_{\text{PCl}_3} P_{\text{Cl}_2}}{P_{\text{PCl}_5}} = 2 \frac{\alpha^2}{(1-\alpha)(1+\alpha)} = 2 \frac{0.8^2}{0.2 \cdot 1.8} = \mathbf{3.55}$$

OTRA FORMA: Se puede plantear el equilibrio sin usar el grado de disociación



Número de moles totales en el equilibrio será  $n_{\text{total}} = n-x+x+x = n+x$

Según la **Ecuación de los Gases Ideales:**  $P V = n_{\text{total}} R T$   $2 \cdot 2 = (n+x) \cdot 0.082 \cdot 473$

$n$  y  $x$  están relacionados por el grado de disociación  $\alpha$ :  $\alpha = \frac{x}{n}$  Luego  $x = \alpha n = 0.8 n$

Por tanto, la ecuación queda:  $2 \cdot 2 = (n+x) \cdot 0.082 \cdot 473$ ;  $4 = (n+0.8n) \cdot 0.082 \cdot 473$

$$4 = 1.8n \cdot 0.082 \cdot 473 \quad \text{y despejando: } n = 5.7 \cdot 10^{-2} \text{ moles}$$

Ahora ya sabemos los moles de cada compuesto en el equilibrio:

$$\text{moles de } \text{PCl}_3 = \text{moles de } \text{Cl}_2 = x = \alpha n = 0.8 n = 0.8 \cdot 0.057 = 0.0456 \text{ moles}$$

$$\text{moles de } \text{PCl}_5 = n-x = n- \alpha n = n(1-\alpha) = 0.057 \cdot 0.2 = 0.0114 \text{ moles}$$

$$\text{La expresión de } K_c \text{ es: } K_c = \frac{[\text{PCl}_3][\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]} = \frac{\left(\frac{0.0456}{2}\right)^2}{\frac{0.0114}{2}} = 0.0912$$

$$\text{Y como } K_p = K_c (R T)^{\Delta n} = 0.0912 \cdot (0.082 \cdot 473)^1 = \mathbf{3.53} = K_p$$

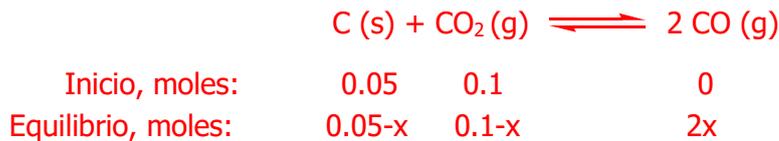
En un matraz de 1 L de capacidad en el que previamente se ha hecho el vacío, se introducen 4.4 g de CO<sub>2</sub> y 0.6 g de C. Tras calentar a 1000 °C, se alcanza el equilibrio  $C(s) + CO_2(g) \rightleftharpoons 2 CO(g)$  y la presión en el interior del matraz es de 13.9 atm.

a) Calcule los moles presentes de todos los componentes. (0.75 puntos)

Los moles iniciales son:

CO<sub>2</sub>: Como el peso molecular es de 44 g·mol<sup>-1</sup>, hay inicialmente  $n = 4.4 / 44 = 0.1$  moles

C: Como el peso atómico es 12 g·mol<sup>-1</sup>, hay inicialmente  $n = 0.6 / 12 = 0.05$  moles



Para calcular x podemos recurrir a la Ecuación de los Gases Ideales, ya que sabemos la presión total. En esta ecuación sólo hay que introducir los moles de sustancias gaseosas (no los de C), que serán:  $n = 0.1 - x + 2x = 0.1 + x$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad 13.9 \cdot 1 = (0.1+x) \cdot 0.082 \cdot 1273$$

Resolviendo la ecuación se obtiene  $x = 0.033$

Por tanto, en el equilibrio: moles de CO<sub>2</sub> =  $0.1 - x = 0.1 - 0.033 = \mathbf{0.067}$  moles de CO<sub>2</sub>

moles de CO =  $2x = \mathbf{0.066}$  mol de CO

moles de C =  $0.05 - x = \mathbf{0.017}$  mol de C

b) Determine el valor de K<sub>p</sub> y K<sub>c</sub>. (0.75 puntos)

En la expresión de las constantes de equilibrio no intervienen las sustancias sólidas (en este caso, el C no interviene). Por tanto:

$$K_c = \frac{[CO]^2}{[CO_2]} \quad K_c = \frac{\left(\frac{0.066}{1}\right)^2}{\left(\frac{0.067}{1}\right)} = \mathbf{0.065}$$

$$K_p = K_c (R T)^{\Delta n} = 0.065 \cdot (0.082 \cdot 1273)^1 = \mathbf{6.78}$$

c) Razone qué ocurrirá si:

- Aumentamos la presión total del sistema.

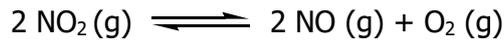
Según el principio de Le Châtelier, un aumento de presión hará que el equilibrio se desplace hacia donde haya menos moles de sustancias gaseosas, en este caso, hacia la izquierda. Por tanto, aumentará la concentración o cantidad de los reactivos.

- Adicionamos más C.

No ocurrirá nada, pues la adición de un sólido no afecta al equilibrio (los sólidos no intervienen en la expresión de las constantes de equilibrio, ya que su actividad es nula).

Datos:  $R=0.082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$  Masas atómicas: C=12; O=16 (g·mol<sup>-1</sup>).

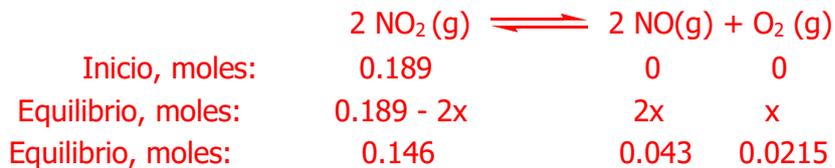
El NO<sub>2</sub> se descompone según:



En un recipiente cerrado, de 10 L de capacidad, se introducen 0.189 moles de NO<sub>2</sub>, se calienta a 327 °C y una vez alcanzado el equilibrio quedan 0.146 moles del mismo.

a) Determine K<sub>p</sub> y K<sub>c</sub>. (1 punto)

Escribimos los datos del equilibrio:



Hemos calculado el valor de x:  $0.189 - 2x = 0.146$ ;  $x = 0.0215$

La expresión de la constante K<sub>c</sub> es (en función de las concentraciones):

$$K_c = \frac{[\text{NO}]^2 [\text{O}_2]}{[\text{NO}_2]^2} \quad K_c = \frac{\left(\frac{0.043}{10}\right)^2 \left(\frac{0.0215}{10}\right)}{\left(\frac{0.146}{10}\right)^2} = 1.86 \cdot 10^{-4} = K_c$$

$$K_p = K_c (R T)^{\Delta n} = 1.86 \cdot 10^{-4} \cdot (0.082 \cdot 600)^1 = 9.15 \cdot 10^{-3} = K_p$$

b) ¿Cuál será la presión total en el equilibrio? (0.5 puntos)

Para calcular la presión total usamos la Ecuación de los Gases Ideales, siendo los moles totales  $n = 0.146 + 0.043 + 0.0215 = 0.2105$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad P \cdot 10 = 0.2105 \cdot 0.082 \cdot 600 \quad P = 1.04 \text{ atm}$$

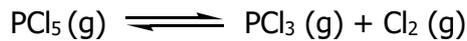
c) ¿Cómo le afectará al equilibrio una disminución del volumen del recipiente? Razone la respuesta (0.5 puntos)

Según el Principio de Le Châtelier, una disminución en el volumen del recipiente provocará el desplazamiento del equilibrio hacia donde haya menos moles de sustancias gaseosas, en este caso, hacia los reactivos (hacia la izquierda).

Dato:  $R = 0.082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

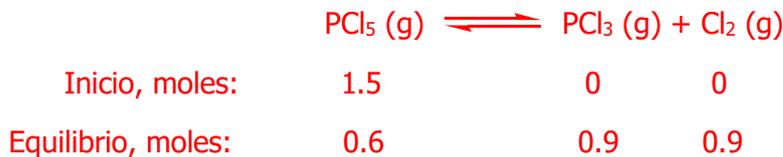
2012

Se introducen 1.5 moles de  $\text{PCl}_5$  en un recipiente de 3 L de capacidad. Cuando se alcanza el equilibrio a  $117^\circ\text{C}$  y 25.6 atm, el pentacloruro se ha disociado en un 60 % según:



Calcule:

a)  $K_c$  y  $K_p$  (1 punto)



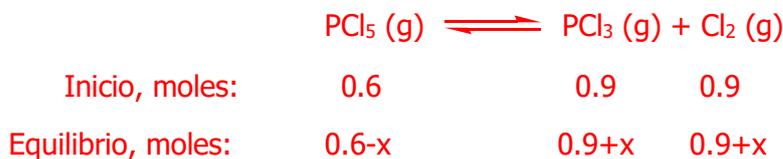
(Los moles en el equilibrio se saben por el dato de que se ha disociado en un 60%)

$$K_c = \frac{[\text{PCl}_3][\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]} \quad K_c = \frac{\left(\frac{0.9}{3}\right)\left(\frac{0.9}{3}\right)}{\left(\frac{0.6}{3}\right)} = 0.45 = K_c$$

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n} = 0.45 \cdot (0.082 \cdot 390)^1 = 14.39 = K_p$$

b) La composición en equilibrio si manteniendo constante la temperatura el volumen se duplica. (1 punto)

Al modificar el V el equilibrio se desplazará hacia la derecha, que es donde hay más moles de sustancias gaseosas.



$$K_c = \frac{[\text{PCl}_3][\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]} \quad K_c = \frac{\left(\frac{0.9+x}{6}\right)\left(\frac{0.9+x}{6}\right)}{\left(\frac{0.6-x}{6}\right)} = 0.45 = K_c$$

Operando, la ecuación de segundo grado queda:  $x^2 + 4.5x - 0.81 = 0$

Y la solución es:  $x = 0.17$

Por tanto, en el equilibrio habrá 1.07 moles de  $\text{PCl}_3$  y  $\text{Cl}_2$  y 0.43 moles de  $\text{PCl}_5$ .

Dato:  $R=0.082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$

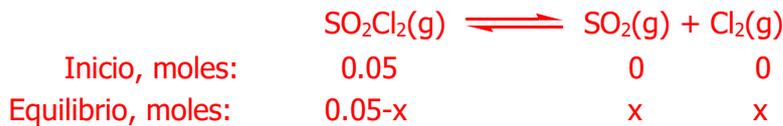
**2011**

Para la reacción en equilibrio  $\text{SO}_2\text{Cl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{SO}_2(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$  la constante es  $K_p = 2.4$  a 375 K. A dicha temperatura se introducen 0.05 moles de  $\text{SO}_2\text{Cl}_2$  en un recipiente cerrado de 1 L de capacidad. Una vez alcanzado el equilibrio calcule:

a) La constante  $K_c$  y las presiones parciales de cada componente de la mezcla. (1.25 puntos)

$$K_p = K_c (R T)^{\Delta n} \quad 2.4 = K_c \cdot (0.082 \cdot 375)^1 \quad \mathbf{K_c = 0.078}$$

Planteamos el equilibrio:



$$K_c = \frac{[\text{SO}_2][\text{Cl}_2]}{[\text{SO}_2\text{Cl}_2]} \quad K_c = \frac{x^2}{0.05 - x} = 0.078$$

(Hemos tenido en cuenta, para calcular las concentraciones, que el V del recipiente es 1L)

La ecuación de segundo grado queda:  $x^2 + 0.078 x - 3.9 \cdot 10^{-3} = 0$

Y la solución es:  $x = 0.035$

Por tanto, en el equilibrio hay 0.035 moles de  $\text{SO}_2$  y  $\text{Cl}_2$ , y 0.015 moles de  $\text{SO}_2\text{Cl}_2$ .

Para calcular la presión parcial de cada componente de la mezcla usamos la ecuación de los gases ideales:  **$P V = n R T$**

$$\text{Para el } \text{SO}_2\text{Cl}_2: P \cdot 1 = 0.015 \cdot 0.082 \cdot 375; \quad P_{\text{SO}_2\text{Cl}_2} = 0.46 \text{ atm}$$

$$\text{Para el } \text{SO}_2 \text{ y el } \text{Cl}_2: P \cdot 1 = 0.035 \cdot 0.082 \cdot 375; \quad P_{\text{SO}_2} = P_{\text{Cl}_2} = 1.08 \text{ atm}$$

También se pueden calcular las presiones calculando primero la presión total:

$$P_T V = n_T R T \quad P_T \cdot 1 = 0.085 \cdot 0.082 \cdot 375 \quad P_T = 2.61 \text{ atm}$$

y a partir de ella, se pueden calcular las presiones parciales empleando las fracciones molares:

$$P_i = X_i P_T \quad P_{\text{SO}_2\text{Cl}_2} = \frac{0.015}{0.085} \cdot 2.61 = 0.46 \text{ atm}$$

$$P_{\text{SO}_2} = P_{\text{Cl}_2} = \frac{0.035}{0.085} \cdot 2.61 = 1.07 \text{ atm}$$

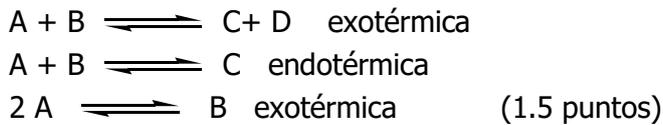
b) Razone si aumentará la producción de  $\text{SO}_2$  al disminuir el volumen del recipiente. (0.75 puntos)

Al disminuir el volumen del recipiente la reacción se desplazará hacia donde haya menos moles de sustancias gaseosas, para contrarrestar el aumento de presión. En este caso, se desplazará hacia los reactivos, y por tanto no aumentará la producción de  $\text{SO}_2$ , sino que disminuirá.

Datos:  $R=0.082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$  Masas atómicas:  $\text{Cl}=35.5$ ;  $\text{Mn}=54.9$ ;  $\text{O}=16.0$  ( $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ )

2011

Para un determinado equilibrio en fase gaseosa, se sabe que un aumento de la temperatura provoca el desplazamiento de la reacción hacia la izquierda, mientras que un aumento de la presión provoca el desplazamiento de la reacción hacia la derecha. Justifique de cuál de estos tres equilibrios se trata:



Si un aumento de la temperatura desplaza el equilibrio hacia la izquierda, la reacción debe ser exotérmica hacia la derecha y endotérmica hacia la izquierda.

Si además un aumento de la presión provoca que el equilibrio se desplace hacia la derecha, significa que hay menos moles de sustancias gaseosas entre los productos que entre los reactivos.

El único equilibrio que cumple estas dos condiciones es el tercero:



2013

¿Cuál de los siguientes cambios provocará que el siguiente indicador se encuentre en su forma amarilla?:



a) La adición de  $\text{CH}_3\text{COOH}$  (aq) al sistema (0.5 puntos)

La adición de  $\text{CH}_3\text{COOH}$  hará que el equilibrio se desplace hacia la izquierda, según el Principio de Le Châtelier, por tanto, el indicador se encontrará en su forma roja.

b) La adición de  $\text{CH}_3\text{-COONa}$  (aq) al sistema (0.5 puntos)

La adición de  $\text{CH}_3\text{-COO}^-$  hará que el equilibrio se desplace hacia la derecha, según el Principio de Le Châtelier, por tanto, el indicador se encontrará en su forma amarilla.

c) La eliminación de HA por precipitación (0.5 puntos)

La eliminación de HA por precipitación hará que el equilibrio se desplace hacia la izquierda, según el Principio de Le Châtelier, por tanto, el indicador se encontrará en su forma roja.

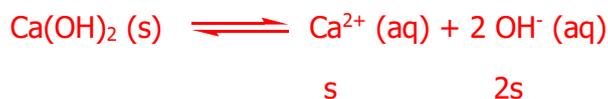
Por tanto, **sólo la opción b)** (adición de  $\text{CH}_3\text{-COONa}$ ) provocará que el indicador se encuentre en su forma amarilla.

## 4.B) Solubilidad

2018

Sabiendo que la constante del producto de solubilidad ( $K_{ps}$ ) para el  $\text{Ca(OH)}_2$  es igual a  $1.3 \cdot 10^{-6}$ , calcule para dicho compuesto:

a) Su solubilidad. (1.5 puntos)



$$K_{ps} = 1.3 \cdot 10^{-6} = [\text{Ca}^{2+}] [\text{OH}^-]^2 = s (2s)^2 = 4 s^3$$

$$s = \sqrt[3]{\frac{1.3 \cdot 10^{-6}}{4}} = 6.9 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

b) El pH de una disolución saturada. (0.5 puntos)

$$[\text{OH}^-] = 2s = 2 \cdot 6.9 \cdot 10^{-3} \text{ M} = 1.38 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = 1.9$$

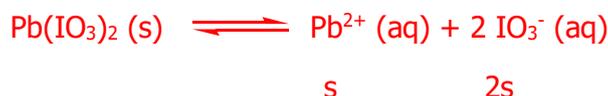
$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

$$\text{pH} = 12.1$$

2017

La solubilidad del  $\text{Pb(IO}_3)_2$  en agua es  $1.99 \cdot 10^{-5} \text{ mol L}^{-1}$  a  $25^\circ\text{C}$ . Calcule:

a) El producto de solubilidad del  $\text{Pb(IO}_3)_2$  (1 punto)



$$s = 1.99 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$$

$$K_{ps} = [\text{Pb}^{2+}] [\text{IO}_3^-]^2 = s (2s)^2 = 4s^3 = 4(1.99 \cdot 10^{-5})^3 = 3.15 \cdot 10^{-14}$$

b) La concentración de los iones  $\text{IO}_3^-$  y  $\text{Pb}^{2+}$  en una disolución saturada a  $25^\circ\text{C}$ . Exprese el resultado en  $\text{g L}^{-1}$ . (1 punto)

$$[\text{Pb}^{2+}] = s = 1.99 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$$

$$\text{Para expresarlo en g/L: } 1.99 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L} \cdot 207.2 \text{ g/mol} = 4.12 \cdot 10^{-3} \text{ g/L}$$

$$[\text{IO}_3^-] = 2s = 3.98 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L} \quad \text{El peso molecular del ión } \text{IO}_3^- \text{ es } 174.9 \text{ g/mol:}$$

$$\text{Para expresarlo en g/L: } 3.98 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L} \cdot 174.9 \text{ g/mol} = 6.96 \cdot 10^{-3} \text{ g/L}$$

Masas atómicas:  $\text{Pb}=207.2$ ,  $\text{I}=126.9$ ,  $\text{O}=16$  ( $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ )

 **2016**

El producto de solubilidad del AgCl es  $1.7 \cdot 10^{-10} \text{ mol}^2/\text{L}^2$  y el del  $\text{Ag}_2\text{CrO}_4$  es  $1.9 \cdot 10^{-12} \text{ mol}^3/\text{L}^3$ . Determine cuál de las dos sales es más soluble en agua a 25 °C. (2 puntos)

Calculamos la solubilidad de cada una de las sales:



Concentraciones en el equilibrio, mol/L                      s                      s

$$K_{ps} (\text{AgCl}) = [\text{Ag}^+] [\text{Cl}^-] = s^2 = 1.7 \cdot 10^{-10} \text{ mol}^2/\text{L}^2$$

$$s = (1.7 \cdot 10^{-10})^{1/2} = 1.30 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$$



Concentraciones en el equilibrio, mol/L                      2s                      s

$$K_{ps} (\text{Ag}_2\text{CrO}_4) = [\text{Ag}^+]^2 [\text{CrO}_4^{2-}] = (2s)^2 s = 4 s^3 = 1.9 \cdot 10^{-12} \text{ mol}^3/\text{L}^3$$

$$s = (1.9 \cdot 10^{-12}/4)^{1/3} = 7.80 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$$

Es mayor la solubilidad del  $\text{Ag}_2\text{CrO}_4$

 **2012**

a) Dados los siguientes valores de  $K_{ps}$  para el AgCl y el AgBr, razone cuál de las dichas sales es más soluble en agua:  $K_{ps}(\text{AgCl}) = 1.8 \cdot 10^{-10}$  y  $K_{ps}(\text{AgBr}) = 5.4 \cdot 10^{-13}$ . (0.75 puntos)

El equilibrio de solubilidad de los haluros de plata es:



Concentraciones en el equilibrio, mol/L                      s                      s

$$K_{ps} (\text{AgX}) = [\text{Ag}^+] [\text{X}^-] = s^2$$

Por tanto, será más soluble la que tenga un producto de solubilidad mayor, en este caso el AgCl.

b) La adición de  $\text{AgNO}_3$ , ¿provocará una disminución de la concentración de ion haluro en cualquiera de las disoluciones anteriores? Razone la respuesta utilizando los equilibrios químicos necesarios. (0.75 puntos)

La adición de  $\text{AgNO}_3$  implicará un aumento de la  $[\text{Ag}^+]$  en el medio, según el Principio de Le Châtelier. Por tanto, el equilibrio de solubilidad de los haluros de plata,  $\text{AgX}$ , se desplazará hacia la izquierda, y la concentración de haluro disminuirá en ambas disoluciones.

#### 4.C) Preguntas conceptuales (equilibrio)

2014

Justifique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

a) En un sistema en equilibrio no se produce ninguna reacción química. (0.75 puntos)

**FALSO:** el equilibrio químico es un proceso dinámico, donde tienen lugar simultáneamente las reacciones directa e inversa con la misma velocidad, de forma que aparentemente no se está produciendo ningún cambio, pero a nivel molecular sí que se están produciendo cambios.

b) El equilibrio  $\text{H}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{H}_2\text{O} (\text{g})$  sólo se puede alcanzar en un sistema cerrado. (0.75 puntos)

**VERDADERO:** Para que se alcance el equilibrio químico es necesario un sistema cerrado, en el que ninguna de las sustancias implicadas pueda entrar ni salir.

## 5. ÁCIDO - BASE

### 5.A) Neutralización ácido fuerte – base fuerte

2018

Calcule el volumen requerido de una disolución 0.2 M de HCl para neutralizar 50 mL de una disolución acuosa de NaOH de pH igual a 13 (2 puntos)

Se trata de una reacción de neutralización de estequiometría 1:1:



Veamos los moles de NaOH contenidos en 50 mL de la disolución de pH=13. Dado que se trata de una base fuerte, se halla totalmente disociada en disolución:



Por tanto, la concentración de OH<sup>-</sup> será igual a la concentración de NaOH.

$$\text{pH}=13 \rightarrow \text{pOH} + \text{pH} = 14 \rightarrow \text{pOH}=1 \rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-1} = 0.1 \text{ mol/L}$$

Si la disolución contiene 0.1 moles de NaOH por cada litro, en 50 mL habrá  $5 \cdot 10^{-3}$  moles de NaOH.

Esa misma cantidad de moles requeriremos de HCl para que tenga lugar la neutralización.

Si la disolución de HCl contiene 0.2 moles por litro,  $5 \cdot 10^{-3}$  moles estarán contenidos en un volumen:

$$V = \frac{\text{moles}}{\text{concentración}} = \frac{5 \cdot 10^{-3}}{0.2} = 2.5 \cdot 10^{-2} \text{ L} = \mathbf{25 \text{ mL}}$$

2017

La densidad de una disolución concentrada de ácido clorhídrico (HCl) es 1.175 g mL<sup>-1</sup> y su riqueza del 35.2% m/m. Calcule el volumen de dicha disolución que se necesita para neutralizar 3 L de una disolución 2 M de hidróxido sódico (NaOH). (2 puntos)

Considerando la densidad de la disolución, cada litro corresponde a 1175 g. Teniendo en cuenta la riqueza, calculemos cuántos de esos 1175 g corresponden a HCl puro:

$$1175 \cdot 0.352 = 413.6 \text{ g/L}$$

Teniendo en cuenta que el peso molecular de HCl es de 36.5 g/mol, la molaridad de la disolución será por tanto de  $413.6 / 36.5 = 11.33 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$  (11.33 M)

Se trata de una reacción de neutralización de estequiometría 1:1:



En 3 L de disolución NaOH 2 M habrá 6 moles de NaOH

Necesitaremos por tanto 6 moles de HCl para la neutralización, así que hay que calcular el volumen de la disolución de HCl que contiene esos 6 moles:

$$V = \frac{\text{moles}}{\text{concentración}} = \frac{6}{11.33} = 0.530 \text{ L} = \mathbf{530 \text{ mL}}$$

Masas atómicas: Cl=35.5; H=1 (g·mol<sup>-1</sup>).

 **2016**

Calcule el volumen de una disolución de NaOH 0.2 M necesario para neutralizar 20 mL de una disolución de HCl 3 M. (2 puntos)

Se trata de una reacción de neutralización de estequiometría 1:1:



Calculamos los moles de  $\text{H}^+$  contenidos en 20 mL de HCl 3 M (al tratarse de un ácido fuerte, totalmente disociado, la concentración molar del ácido corresponde con la de  $\text{H}^+$ ):

$$V_{\text{HCl}} \cdot M_{\text{HCl}} = 0.06 \text{ moles de } \text{H}^+$$

Por tanto, se necesitan 0.06 moles de NaOH para la neutralización, dado que la reacción de neutralización tiene estequiometría 1:1 (y el NaOH es una base fuerte, que está totalmente disociada en disolución)

Dado que la disolución de NaOH contiene 0.2 mol por cada litro, el volumen de disolución que contiene 0.06 moles de NaOH es igual a:

$$V = \frac{\text{moles}}{\text{concentración}} = \frac{0.06}{0.2} = \mathbf{0.3 L}$$

Calcule:

- a) El pH de una disolución acuosa que contiene 7.3 g de HCl en 250 mL de agua. (0.6 puntos)

Como el HCl es un ácido fuerte, estará totalmente disociado:



Por tanto, la  $[\text{H}^+]$  será igual a la concentración inicial de HCl

Como el peso molecular del HCl es  $36.5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ , 7.3 g son 0.2 moles, y como el volumen es de 0.25 L, la concentración será de  $0.2 \text{ moles} / 0.25 \text{ L} = 0.8 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1} = 0.8 \text{ M}$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log (0.8) = \mathbf{0.097}$$

- b) El volumen de agua que hay que añadir a 100 mL de la disolución anterior para obtener una disolución de HCl 0.5 M. (0.6 puntos)

Si tengo 0.1 L de una disolución 0.8 M y quiero obtener una disolución 0.5 M, el V final vendrá dado por la siguiente igualdad, ya que el número de moles de HCl no varía:

$$n^\circ \text{ moles iniciales} = n^\circ \text{ moles finales} \quad V_i \cdot M_i = V_f \cdot M_f$$

$$0.1 \text{ L} \cdot 0.8 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1} = V_f \text{ L} \cdot 0.5 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

$$V_f = 0.16 \text{ L} = 160 \text{ mL}$$

Por tanto, como el V final debe ser de 160 mL y se parten de 100 mL de disolución, hay que añadir **60 mL de agua**.

- c) El pH de la disolución que se obtiene al mezclar los 250 mL de la disolución del apartado a) con 250 mL de NaOH 1 M. (0.8 puntos)

Se trata de una reacción de neutralización de estequiometría 1:1:



En 250 mL de HCl 0.8 M hay:  $V_{\text{HCl}} \cdot M_{\text{HCl}} = 0.25 \text{ L} \cdot 0.8 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1} = 0.2 \text{ moles de HCl}$

En 250 mL de NaOH 1 M hay:  $V_{\text{NaOH}} \cdot M_{\text{NaOH}} = 0.25 \text{ L} \cdot 1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1} = 0.25 \text{ moles de NaOH}$

Por tanto, sobrarán 0.05 moles de NaOH, y el volumen final será de 500 mL.

Como el NaOH está totalmente disociado, la  $[\text{OH}^-]$  será igual a la de NaOH y será:

$$\text{concentración} = \frac{\text{moles}}{\text{volumen}} = \frac{0.05}{0.5} = \mathbf{0.1 \text{ M}}$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log (0.1) = 1$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = \mathbf{13}$$

Masas atómicas: Cl=35.5; H=1 ( $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ ).

Calcule:

- a) La masa de hidróxido de sodio del 80 % de riqueza necesaria para preparar 250 mL de una disolución 0.25 M en NaOH. (0.67 puntos)

250 mL de una disolución 0.25 M contienen 0.0625 moles de NaOH.

Como el peso molecular es de  $40 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ , 0.0625 moles son 2.5 g.

Como la riqueza del NaOH es del 80%, para tener 2.5 g de NaOH puro necesitaremos:

2.5 g NaOH puro \_\_\_\_\_ x g NaOH impuro

80 g NaOH puro \_\_\_\_\_ 100 g NaOH impuro

$$x = \frac{2.5 \cdot 100}{80} = 3.125 \text{ g}$$

- b) El pH de la disolución de NaOH obtenida. (0.66 puntos)

Como el NaOH es una base fuerte, estará totalmente dissociado:



Por tanto, la  $[\text{OH}^-]$  será igual a la concentración inicial de NaOH, es decir 0.25 M

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log (0.25) = 0.6$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = \mathbf{13.4}$$

- c) El volumen de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  0.1 M necesario para neutralizar los 250 mL de NaOH 0.25 M. (0.66 puntos)

Es una reacción de neutralización con estequiometría 1:2:



250 mL de una disolución 0.25 M contienen 0.0625 moles de NaOH.

Para neutralizarlos se necesitarán 0.03125 moles de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , puesto que la estequiometría es 2:1.

Como la disolución de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  es 0.1 M:

$$\text{concentración} = \frac{\text{moles}}{V}$$

$$V = \frac{\text{moles}}{\text{concentración}} = \frac{0.03125}{0.1} = 0.3125 \text{ L} = \mathbf{312.5 \text{ mL}}$$

Masas atómicas: Cl= 35.5; H= 1.0; Na= 23.0; O= 16.0 ( $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ )

Calcule:

- a) El pH de una disolución de HClO<sub>4</sub> 0.03 M y el de una disolución de NaOH 0.05 M. (0.7 puntos)

El pH = - log [H<sup>+</sup>], el pOH = - log [OH<sup>-</sup>], y pH + pOH = 14

Como el HClO<sub>4</sub> es un ácido fuerte, estará completamente disociado:



Por tanto, la [H<sup>+</sup>] será igual a la concentración inicial del ácido, en este caso, 0.03 M:

$$\text{pH} = - \log 0.03 = \mathbf{1.52}$$

Como el NaOH es una base fuerte, estará completamente disociada:



Por tanto, la [OH<sup>-</sup>] será igual a la concentración inicial de la base, en este caso 0.05 M.

$$\text{pOH} = - \log 0.05 = 1.3. \quad \text{Como } \text{pH} + \text{pOH} = 14, \quad \text{pH} = 14 - 1.3 = \mathbf{12.7}$$

- b) El pH de la disolución obtenida al mezclar 50 mL de cada una de las disoluciones anteriores. Suponga que los volúmenes son aditivos. (0.7 puntos)

Se trata de una reacción de neutralización entre ácido fuerte y base fuerte, de estequiometría 1:1:



Calculamos los moles de H<sup>+</sup> contenidos en 50 mL de HClO<sub>4</sub> 0.03 M:

$$V_{\text{HCl}} \cdot M_{\text{HCl}} = 0.05 \cdot 0.03 = 1.5 \cdot 10^{-3} \text{ moles de H}^+$$

Calculamos los moles de OH<sup>-</sup> contenidos en 50 mL de NaOH 0.05 M:

$$V_{\text{NaOH}} \cdot M_{\text{NaOH}} = 0.05 \cdot 0.05 = 2.5 \cdot 10^{-3} \text{ moles de OH}^-$$

Como hay más moles de hidroxilos, tras la neutralización quedarán:  $(2.5 - 1.5) \cdot 10^{-3} = 1.0 \cdot 10^{-3}$  moles de OH<sup>-</sup> sin neutralizar. La sal formada, NaClO<sub>4</sub> no se hidroliza porque proviene de un ácido fuerte y de una base fuerte.

Como el volumen es de 50 + 50 = 100 mL, la [OH<sup>-</sup>] será de  $1 \cdot 10^{-3} \text{ mol} / 0.1 \text{ L} = 1 \cdot 10^{-2} \text{ M}$ .

El pOH de la disolución resultante será por tanto:  $\text{pOH} = - \log [\text{OH}^-] = - \log (1 \cdot 10^{-2}) = 2$

Y el pH será  $\text{pH} = 14 - \text{pOH} = \mathbf{12}$

- c) El volumen de NaOH 0.05 M necesario para neutralizar 25 mL de HClO<sub>4</sub> 0.03 M. (0.6 puntos)

Calculamos los moles de H<sup>+</sup> contenidos en 25 mL de HClO<sub>4</sub> 0.03 M:

$$V_{\text{HCl}} \cdot M_{\text{HCl}} = 0.025 \cdot 0.03 = 7.5 \cdot 10^{-4} \text{ moles de H}^+$$

Como la neutralización es mol a mol, necesitaremos  $7.5 \cdot 10^{-4}$  moles de OH<sup>-</sup>.

Calculamos el V de NaOH 0.05 M que contiene esos moles de OH<sup>-</sup>:

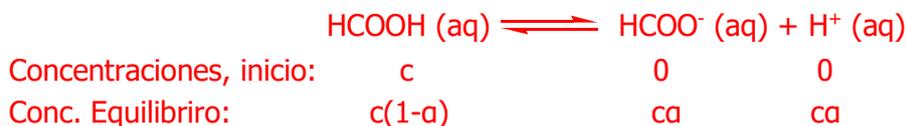
$$V = \frac{\text{moles}}{\text{concentración}} = \frac{7.5 \cdot 10^{-4} \text{ moles}}{0.05 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}} = 0.015 \text{ L} = \mathbf{15 \text{ mL}}$$

## 5.B) Equilibrios de disociación de un ácido débil o de una base débil

2018

Sabiendo que la constante de acidez del ácido fórmico (HCOOH) es igual a  $1.77 \cdot 10^{-4}$  a  $25\text{ }^{\circ}\text{C}$ , para una disolución acuosa de concentración  $0.1\text{ mol L}^{-1}$  en dicho ácido, calcule:

a) El grado de ionización (1.5 puntos)



$$\text{La expresión para } K_a \text{ es: } K_a = \frac{c^2 \alpha^2}{c(1-\alpha)} = \frac{c\alpha^2}{(1-\alpha)}$$

Como se trata de un ácido débil, suponemos  $\alpha \ll 1$ :  $1.77 \cdot 10^{-4} = 0.1 \alpha^2 \rightarrow \alpha = \mathbf{0.042}$ .

El bajo valor obtenido para el grado de disociación justifica como correcta la anterior suposición.

De no haberse hecho la suposición  $\alpha \ll 1$ , se habría resuelto la ecuación de segundo grado:

$$0.1 \alpha^2 + 1.77 \cdot 10^{-4} \alpha - 1.77 \cdot 10^{-4} = 0 \quad \text{Obteniéndose un resultado muy similar: } \alpha = 0.041$$

b) El pH (0.5 puntos)

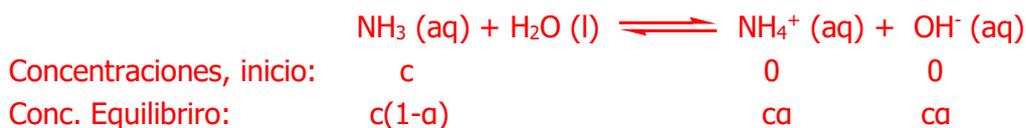
$$[\text{H}^{+}] = c \alpha = 0.1 \cdot 0.042 = 4.2 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L} \rightarrow \text{pH} = -\log [\text{H}^{+}] = -\log (4.2 \cdot 10^{-3}) = \mathbf{2.38}$$

2015

Calcule el grado de ionización del  $\text{NH}_3$  en una disolución preparada disolviendo 14 g de dicho compuesto en la cantidad necesaria de agua para obtener 1 L de disolución. (2 puntos)

Datos:  $K_b = 1.8 \cdot 10^{-5}$ . Masas atómicas: N=14; H=1 ( $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ )

El amoníaco es una base débil cuyo equilibrio de disociación es:



$$\text{La expresión para } K_b \text{ es: } K_b = 1.8 \cdot 10^{-5} = \frac{c^2 \alpha^2}{c(1-\alpha)} = \frac{c\alpha^2}{(1-\alpha)}$$

Para calcular el valor de c, partimos de los 14 g de  $\text{NH}_3$  en 1 L de agua, teniendo en cuenta que el peso molecular es de 17 g/mol. La concentración será entonces de  $14/17 = 0.82\text{ mol/L}$

$$\text{Por tanto: } 1.8 \cdot 10^{-5} = \frac{0.82 \alpha^2}{(1-\alpha)}$$

Como se trata de una base débil, suponemos  $\alpha \ll 1$ , y por tanto  $1-\alpha \approx 1$

$$1.8 \cdot 10^{-5} = 0.872 \alpha^2 \rightarrow \alpha = \mathbf{4.54 \cdot 10^{-3}}$$

El bajo valor obtenido para el grado de disociación justifica como correcta la anterior suposición.

Si se hubiese resuelto la ecuación de segundo grado:  $0.82 \alpha^2 + 1.8 \cdot 10^{-5} \alpha - 1.8 \cdot 10^{-5} = 0$

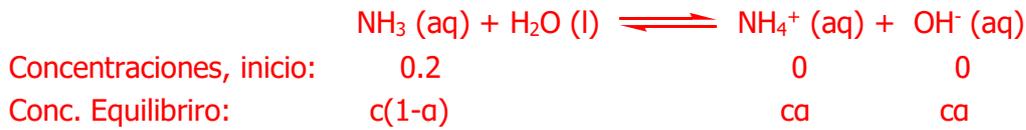
El resultado habría sido  $\alpha = \mathbf{4.67 \cdot 10^{-3}}$  Los dos resultados serían aceptados.

 **2014**

Una disolución de  $\text{NH}_3$  0.2 M presenta un grado de disociación del 1 %. Calcule:

a) La constante de ionización del  $\text{NH}_3$ . (0.75 puntos)

El amoníaco es una base débil cuyo equilibrio de disociación es:



$$\text{La expresión para } K_b \text{ es: } K_b = \frac{c^2 a^2}{c(1-a)} = \frac{ca^2}{(1-a)} = \frac{0.2 \cdot 0.01^2}{0.99} = 2.02 \cdot 10^{-5}$$

b) El pH de dicha disolución. (0.75 puntos)

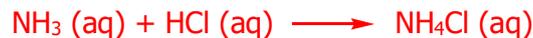
La  $[\text{OH}^-]$  será de  $ca = 0.2 \cdot 0.01 = 2 \cdot 10^{-3}$  M.

El pOH será:  $\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log (2 \cdot 10^{-3}) = 2.7$

Y el pH será  $\text{pH} = 14 - \text{pOH} = \mathbf{11.3}$

c) El volumen de una disolución de HCl 0.5 M necesario para neutralizar 50 mL de la disolución de  $\text{NH}_3$  0.2 M. (0.5 puntos)

Se trata de una reacción de neutralización de estequiometría 1:1:



En 50 mL de la disolución de  $\text{NH}_3$  0.2 M habrá:  $V \cdot M = 0.05 \cdot 0.2 = 0.01$  moles de  $\text{NH}_3$

Como la reacción es mol a mol, se necesitarán 0.01 moles de HCl. Como su concentración es 0.5 M, el volumen de disolución de HCl que se necesita es:

$$V = \frac{\text{moles}}{\text{concentración}} = \frac{0.01}{0.5} = \mathbf{0.02 \text{ L} = 20 \text{ mL}}$$

 **2011**

Los valores de  $K_a$  para los ácidos HA y HB son  $1 \cdot 10^{-2}$  y  $2 \cdot 10^{-3}$ , respectivamente. Razone si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

a) Una disolución 1M de HA tendrá mayor pH que una disolución 1M de HB. (0.75 puntos)

**FALSA:** Según los valores de  $K_a$ , HA es un ácido más fuerte que HB, lo que implica que en disolución acuosa, a igual concentración inicial, HA estará más disociado que HB y, por tanto, la concentración de protones en el medio será mayor para la disolución de HA que para la disolución de HB. Como a mayor concentración de protones, menor es el pH ( $\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$ ), el pH para la disolución 1M de HA será menor

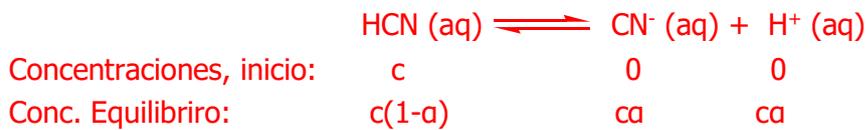
b)  $\text{A}^-$  es una base más fuerte que  $\text{B}^-$ . (0.75 puntos)

**FALSA:** Si HA es un ácido más fuerte que HB,  $\text{A}^-$  será una base más débil que  $\text{B}^-$  (a mayor fuerza de un ácido, menor es la fuerza de su base conjugada).

La constante de acidez del ácido cianhídrico, HCN, es  $K_a = 4.9 \cdot 10^{-10}$ .

a) Calcule el pH de una disolución 0.5 M de dicho ácido. (1 punto)

El equilibrio de disociación es:



La expresión para  $K_a$  es:  $K_a = \frac{c^2 \alpha^2}{c(1-\alpha)} = \frac{c\alpha^2}{(1-\alpha)}$

Por tanto:  $4.9 \cdot 10^{-10} = \frac{0.5 \alpha^2}{(1-\alpha)}$

Como se trata de un ácido débil, suponemos  $\alpha \ll 1$ :  $4.9 \cdot 10^{-10} = 0.5 \alpha^2 \rightarrow \alpha = 3.13 \cdot 10^{-5}$

$[\text{H}^+] = c \alpha = 0.5 \cdot 3.13 \cdot 10^{-5} = 1.565 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$

$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log (1.565 \cdot 10^{-5}) = \mathbf{4.81}$

b) Determine los mL de NaOH 0.2 M necesarios para neutralizar 10 mL de HCN 0.5 M. (0.5 puntos)

Se trata de una reacción de neutralización de estequiometría 1:1:



Calculamos los moles de  $\text{H}^+$  contenidos en 10 mL de HCN 0.5 M:

$$V_{\text{HCN}} \cdot M_{\text{HCN}} = 0.01 \cdot 0.5 = 5 \cdot 10^{-3} \text{ moles de H}^+$$

Como la neutralización es mol a mol, necesitaremos  $5 \cdot 10^{-3}$  moles de  $\text{OH}^-$ .

Calculamos el V de NaOH 0.2 M que contiene esos moles de  $\text{OH}^-$ :

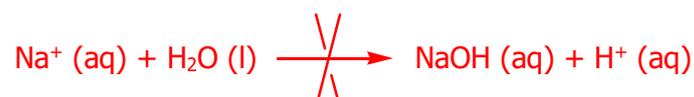
$$V = \frac{\text{moles}}{\text{concentración}} = \frac{5 \cdot 10^{-3} \text{ moles}}{0.2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}} = 0.025 \text{ L} = \mathbf{25 \text{ mL}}$$

c) Justifique, sin realizar ningún cálculo numérico, pero utilizando los equilibrios químicos necesarios si el pH en el punto de equivalencia será ácido, neutro o básico. (0.5 puntos)

En el punto de equivalencia, en la disolución habrá NaCN que, como todas las sales, estará completamente ionizado:



El ion  $\text{Na}^+$  proviene de una base fuerte, por lo que no sufrirá hidrólisis:



El ion  $\text{CN}^-$  proviene de un ácido débil, por lo que sufrirá hidrólisis, generando un medio básico:



Por tanto, el pH tras la neutralización será **básico**.

### 5.C) Preguntas conceptuales (ácido- base)

2013

Indique, haciendo uso de los equilibrios correspondientes, cuál es:

a) El ácido conjugado de  $\text{HCO}_3^-$ . (0.75 puntos)

Si nos piden el ácido conjugado de un compuesto, es porque ese compuesto se comporta como base, es decir, acepta protones:



Su ácido conjugado es el  **$\text{H}_2\text{CO}_3$**

b) La base conjugada del  $\text{H}_2\text{O}$ . (0.75 puntos)

Si nos piden la base conjugada de un compuesto, es porque ese compuesto se comporta como ácido, es decir, cede protones:



Su base conjugada es el  **$\text{OH}^-$** .

## 6. REDOX

### 6.A) Ajuste por el método del ión-electrón

 **2018**

Ajuste la siguiente reacción por el método del ion-electrón: (2 puntos)

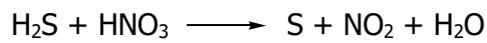


Igualamos el número de electrones transferidos:



 **2017**

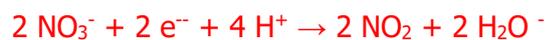
Para la siguiente reacción de oxidación-reducción: (1.5 puntos)



a) Ajústela por el método del ion-electrón: (1.5 puntos)



Igualamos el número de electrones transferidos:



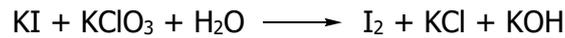
b) Indique cual es el agente oxidante y cual el agente reductor (0.5 puntos)

Agente oxidante: es la especie que capta electrones (se reduce): el  $\text{NO}_3^-$

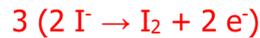
Agente reductor: es la especie que cede electrones (se oxida): el  $\text{S}^{2-}$

**2016**

Ajuste la siguiente reacción por el método del ion-electrón: (2 puntos)



Igualamos el número de electrones transferidos:

**2015**

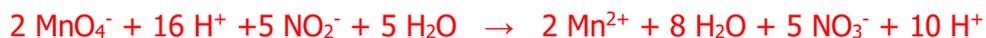
Ajuste la siguiente reacción por el método del ion-electrón: (2 puntos)



Multiplicamos la primera semirreacción por 2 y la segunda por 5 para igualar el nº de electrones:



Sumamos las dos semirreacciones:



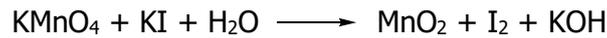
Eliminamos protones ( $\text{H}^+$ ) y moléculas de  $\text{H}_2\text{O}$  a cada lado de la reacción:



Ponemos en forma molecular:



Teniendo en cuenta el siguiente proceso de oxidación-reducción en medio básico:



a) Ajuste la reacción, en forma molecular, por el método del ion-electrón: (1.25 puntos)



Multiplicamos la primera semirreacción por 2 y la segunda por 3 para igualar el nº de electrones:



Sumamos las dos semirreacciones:



Ponemos en forma molecular:



Comprobamos que hay el mismo número de átomos de cada tipo a cada lado de la reacción:



b) Justifique si la reacción redox será espontánea. (0.75 puntos)

El potencial de reducción del semisistema  $\text{MnO}_4^-/\text{MnO}_2$  es mayor que el del semisistema  $\text{I}_2/\text{I}^-$ . Esto quiere decir que el  $\text{MnO}_4^-$  es más oxidante (tiene mayor tendencia a reducirse) que el  $\text{I}_2$ , y por tanto es capaz de oxidar el  $\text{I}^-$  a  $\text{I}_2$ , y la reacción redox del enunciado será espontánea.

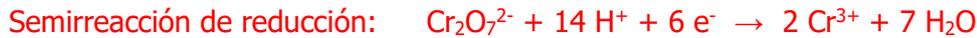
Razonado de otra manera:

Para que la reacción sea espontánea, su  $E^\circ$  debe ser positivo. El  $E^\circ$  se calcula restando al  $E^\circ$  del oxidante (el par que se reduce) el  $E^\circ$  del reductor (el par que se oxida):

$$E^\circ = E^\circ (\text{oxidante}) - E^\circ (\text{reductor}) = 0.6 - 0.54 = 0.06 \text{ V} > 0 \quad \text{luego la reacción es espontánea}$$

Datos:  $E^\circ (\text{MnO}_4^-/\text{MnO}_2) = 0.6 \text{ V}$        $E^\circ (\text{I}_2/\text{I}^-) = 0.54 \text{ V}$

a) Ajuste, en forma molecular, por el método del ion-electrón la siguiente reacción: (0.9 puntos)



Multiplicamos la segunda semirreacción por 3 para igualar el n° de electrones:



Sumamos las dos semirreacciones:



Eliminamos protones ( $\text{H}^+$ ) y moléculas de  $\text{H}_2\text{O}$  a cada lado de la reacción:



Ponemos en forma molecular:



Comprobamos que hay el mismo número de átomos de cada tipo a cada lado de la reacción:



b) Indique la especie que actúa como agente oxidante y la que lo hace como reductor. ¿Qué especie se oxida y cuál se reduce? (0.6 puntos)

El agente oxidante es el dicromato,  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ , que se reduce a  $\text{Cr}^{3+}$ .

El agente reductor es el sulfito,  $\text{SO}_3^{2-}$ , que se oxida a sulfato,  $\text{SO}_4^{2-}$ .

## 6.B) Pilas galvánicas

2016

Se construye una pila galvánica con los electrodos:



a) Indique la semirreacción que tendrá lugar en el ánodo (0.5 puntos)

En el ánodo tiene lugar la semirreacción de oxidación, y corresponderá al par redox con menor potencial normal de reducción (menor tendencia a reducirse → mayor facilidad para oxidarse):



b) Indique la semirreacción que tendrá lugar en el cátodo (0.5 puntos)

En el cátodo tiene lugar la semirreacción de reducción, y corresponderá al par redox con mayor potencial normal de reducción (mayor tendencia a reducirse):



c) Escriba la reacción global de la pila (0.5 puntos)



d) Calcule la fuerza electromotriz de la pila (0.5 puntos)

$$E^0_{\text{pila}} = E^0_{\text{cátodo}} - E^0_{\text{ánodo}} = 0.27 - (-2.71) = 2.98 \text{ V}$$

## 6.C) Preguntas conceptuales (redox)

2013

Razone si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

a) En una semirreacción de oxidación se produce una ganancia de electrones. (0.75 puntos)

**FALSO:** La oxidación es el proceso por el que una especie pierde electrones y por tanto se oxida, reduciendo a otra.

b) En una semirreacción de reducción se produce una ganancia de protones. (0.75 puntos)

**FALSO:** La reducción es el proceso por el que una especie gana electrones, no protones. Un proceso redox nunca implica un cambio en el número de protones.

## 7. QUÍMICA ORGÁNICA

### 7.A) Formulación

2018

antraceno:



benceno:



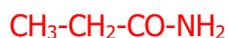
propan-2-amina:



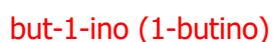
butanal:



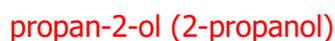
propanamida:



$\text{CH}\equiv\text{C-CH}_2\text{-CH}_3$ :



$\text{CH}_3\text{-CHOH-CH}_3$ :



$\text{CH}_3\text{-O-CH}_2\text{-CH}_3$ :



$\text{CH}_3\text{-CO-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3$ :



$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-COOH}$ :



2017

cloroformo:



butanal:



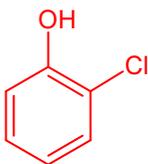
isopropilamina:



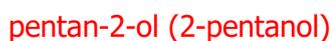
acetona:



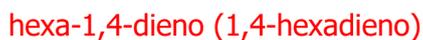
2-clorofenol:



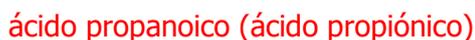
$\text{CH}_3\text{-CHOH-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3$ :



$\text{CH}_2=\text{CH-CH}_2\text{-CH}=\text{CH-CH}_3$ :



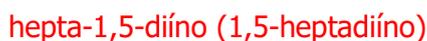
$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-COOH}$ :



$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-O-CH}_3$ :



$\text{CH}_3\text{-C}\equiv\text{C-CH}_2\text{-CH}_2\text{-C}\equiv\text{CH}$ :



2016

isopropilo:



5-hepten-3-in-2-ona:

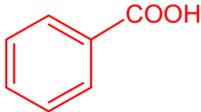


butanamida:

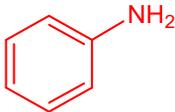
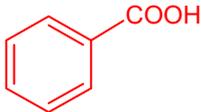


ácido oxálico:	HOOC-COOH
ciclohexano:	
HOCH <sub>2</sub> -CH <sub>2</sub> -CH <sub>2</sub> -CHOH-CH <sub>2</sub> -CH <sub>3</sub> :	hexano-1,4-diol (1,4-hexanodiol)
CH <sub>3</sub> -CH <sub>2</sub> -NO <sub>2</sub> :	nitroetano
CH <sub>3</sub> -CH <sub>2</sub> -CHO:	propanal (o propionaldehído o aldehído propiónico)
H <sub>2</sub> N-CH <sub>2</sub> -CH <sub>2</sub> -CH <sub>2</sub> -NH <sub>2</sub> :	propano-1,3-diamina (1,3-propanodiamina)
CH <sub>3</sub> -CH <sub>2</sub> -O-CH <sub>2</sub> -CH <sub>3</sub> :	etoxietano (éter dietílico o dietil éter)

### 2015

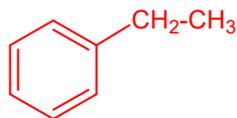
etilenglicol:	CH <sub>2</sub> OH-CH <sub>2</sub> OH
butanona:	CH <sub>3</sub> -CO-CH <sub>2</sub> -CH <sub>3</sub>
dimetilpropilamina:	CH <sub>3</sub> -N(CH <sub>3</sub> )-CH <sub>2</sub> -CH <sub>2</sub> -CH <sub>3</sub>
ácido benzoico:	
propanamida:	CH <sub>3</sub> -CH <sub>2</sub> -CO-NH <sub>2</sub>
CH <sub>2</sub> =CH-CH <sub>2</sub> -CH <sub>3</sub> :	but-1-eno (1-buteno)
CH <sub>3</sub> -CH <sub>2</sub> -COOH:	ácido propanoico (ácido propiónico)
CH <sub>3</sub> -CH <sub>2</sub> -CH <sub>2</sub> OH:	propan-1-ol (1-propanol)
CH <sub>3</sub> -CH <sub>2</sub> -COO-CH <sub>2</sub> -CH <sub>3</sub> :	propanoato de etilo (propionato de etilo)
CH <sub>3</sub> -CHO:	etanal (acetaldehído o etanaldehído)

### 2014

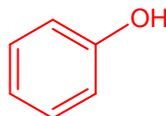
anilina:	
pentano-2,3-diol:	CH <sub>3</sub> -CHOH-CHOH-CH <sub>2</sub> -CH <sub>3</sub>
ácido benzoico:	
propanamida:	CH <sub>3</sub> -CH <sub>2</sub> -CO-NH <sub>2</sub>
CH <sub>2</sub> =CH-CH=CH <sub>2</sub> :	buta-1,3-dieno (1,3-butadieno)
CH <sub>3</sub> -CH <sub>2</sub> -CH <sub>2</sub> -CHO:	butanal (butiraldehído)
CH≡CH:	etino (acetileno)
CH <sub>3</sub> -O-CH <sub>2</sub> -CH <sub>2</sub> -CH <sub>2</sub> -CH <sub>3</sub> :	butil metil éter (metoxibutano)

## 2013

etilbenceno:



fenol:



but-2-ino:



propanal:



HOOC-CH<sub>2</sub>-COOH:

ácido malónico (ácido propanodioico)

NH<sub>2</sub>(CH<sub>2</sub>-CH<sub>3</sub>):

etilamina

CH≡C-CH<sub>2</sub>-C≡CH:

penta-1,4-diíno (1,4-pentadiíno)

CH<sub>3</sub>-CO-NH<sub>2</sub>:

acetamida (etanamida)

CHCl<sub>3</sub>

triclorometano (cloroformo)

## 2012

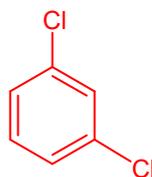
ácido fórmico:



propan-2-ol:



1,3-diclorobenceno:



Acetato de etilo:



N(CH<sub>2</sub>-CH<sub>3</sub>)<sub>3</sub>

trietilamina (*N,N*-dietiletanamina)

NH(CH<sub>2</sub>-CH<sub>3</sub>)<sub>2</sub>

dietilamina (*N*-etiletanamina)

CH<sub>3</sub>-CH<sub>2</sub>-CH<sub>2</sub>-O-CH<sub>3</sub>:

1-metoxipropano (metil propil éter o éter metílico propílico)

CH<sub>3</sub>-CHO:

acetaldehído (etanal o etanaldehído)

## 2011

etano-1,2-diol:



ciclohexano:



pent-2-ino:



CH<sub>3</sub>-CH<sub>2</sub>-CH<sub>2</sub>-CO-NH<sub>2</sub>:

butanamida (butiramida)

CH<sub>3</sub>-CH<sub>2</sub>-COOH:

ácido propanoico (ácido propiónico)

CH<sub>3</sub>-CHO

acetaldehído (etanal o etanaldehído)