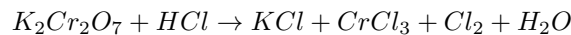


EvAU 2018 Propuesta A

Castilla-La Mancha

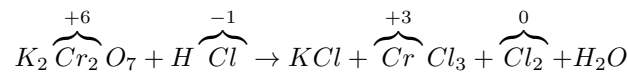
Ejercicio 1. Se puede producir gas cloro haciendo uso de la siguiente reacción:



- Escribe y ajusta las semirreacciones de oxidación y reducción utilizando el método del ion-electrón. Indica el nombre del oxidante y del reductor.
- Ajusta la ecuación molecular.
- Calcula los moles de Cl_2 que se producirán si se consumen totalmente 18,25 g de HCl .

Datos: Masas atómicas: $Cl = 35,5$; $H = 1,0$

Solución a)



Oxidación: $(2Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2e^-) \times 3$

Reducción: $Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e^- \rightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O$

Ecuación iónica: $4Cl^- + Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ \rightarrow 2Cl_2 + 2Cr^{3+} + 7H_2O$

El oxidante es el dicromato potásico y el reductor es el ácido clorhídrico.

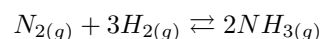
b) Ecuación molecular:



- Los moles de cloro molecular que se produzcan a partir de 18,25 g de ácido clorhídrico, los hallamos estequiométricamente:

$$18,25 \text{ g } HCl \cdot \frac{1 \text{ mol } HCl}{36,5 \text{ g } HCl} \cdot \frac{3 \text{ moles } Cl_2}{14 \text{ moles } HCl} = \boxed{0,107 \text{ moles } Cl_2}$$

Ejercicio 2. En un recipiente de 10,0 litros se introduce una mezcla de 4,0 mol de nitrógeno y 12,0 mol de hidrógeno. Se eleva la temperatura hasta 1000 K estableciéndose el equilibrio



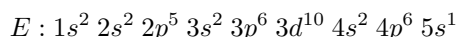
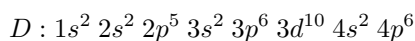
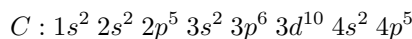
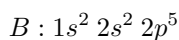
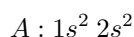
En ese instante, se observa que hay 0,8 moles de amoníaco en la mezcla gaseosa. Calcula:

- La constante de concentraciones K_c .
- La constante de presiones K_p y la presión total de la mezcla gaseosa en equilibrio.
- Las presiones parciales de los componentes en el equilibrio.

(Dato: $R = 0,082 \text{ atmL/molK}$)

Solución a) En el nuevo equilibrio tendremos:

Solución a) Las configuraciones electrónicas son:



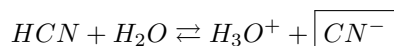
b) Veamos las afirmaciones:

- i) Es **falsa**. Recordemos que la energía de ionización es la energía mínima necesaria para arrancar un electrón de un átomo aislado en fase gaseosa en su estado fundamental y obtener un ion monopositivo gaseoso en su estado fundamental más un electrón sin energía cinética. En el caso del *E* se necesitará menos energía para arrancar el electrón $5s^1$ que en el caso de *A* para arrancar el electrón $2s^1$. En el primer caso, el átomo adquiere la configuración electrónica más estable y en el segundo caso no.
- ii) Es **falsa**. El elemento *D* es un gas noble porque tiene la configuración electrónica más estable, mientras que el elemento *E* es un metal alcalino porque su capa de valencia es $5s^1$.
- iii) Es **cierta**. Recordemos que la afinidad electrónica es la energía que se desprende cuando un átomo neutro en estado gaseoso captura un electrón para convertirse en un ion negativo. Es una propiedad periódica que dentro de un mismo periodo, aumenta hacia la derecha, ya que el mismo nivel electrónica está cada vez más poblado de electrones (mayor número atómico), y aumenta la carga nuclear positiva, lo que se traduce en una mayor fuerza de atracción entre el núcleo y la corteza, luego al átomo le cuesta más captar el electrón. Por tanto, el elemento *A* (grupo 2) tendrá menor afinidad electrónica que el *B* (grupo 17).
- iv) Es **cierta**. Recordemos que el radio atómico es una propiedad periódica que dentro de un mismo grupo aumenta conforme avanzamos en los periodos, ya que cada vez hay una capa más poblada de electrones, por tanto, el radio será mayor. En este caso el elemento *C* está en el periodo 4 y el *B* en el 2, por lo tanto *C* tendrá mayor radio atómico.

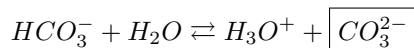
Ejercicio 4. Escribe las fórmulas de las bases conjugadas de los siguientes ácidos:



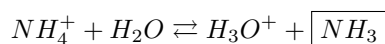
Solución (a) La base conjugada del ácido cianhídrico HCN es el anión cianuro:



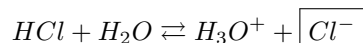
(b) La base conjugada del anión bicarbonato HCO_3^- es el anión carbonato:



(c) La base conjugada del catión amonio NH_4^+ es el amoniaco:



(d) La base conjugada del ácido clorhídrico HCl es el ión cloruro:



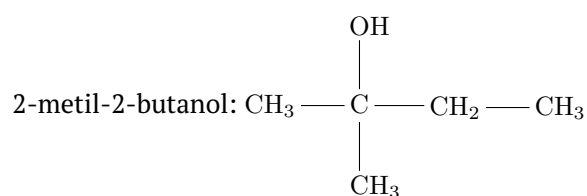
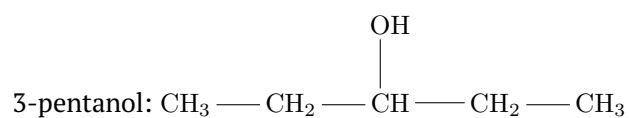
Ejercicio 5. De los compuestos orgánicos con fórmula molecular $C_5H_{12}O$, formula y nombra:

a) Dos isómeros de cadena

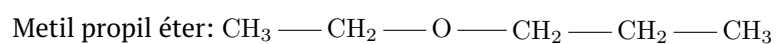
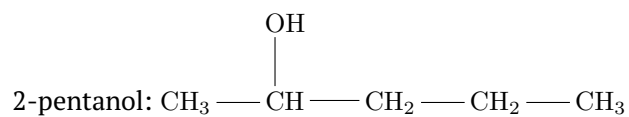
b) Dos isómeros de función.

Solución Los isómeros son moléculas que tienen la misma fórmula molecular pero distinta estructura.

a) Los isómeros de cadena se diferencian en la estructura de las cadenas carbonatadas.



b) Los isómeros de función se diferencian en su grupo funcional.

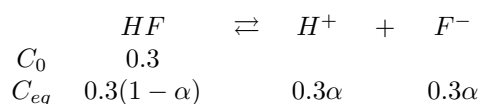


EvAU 2018 Propuesta B

Castilla-La Mancha

Ejercicio 1. El ácido fluorhídrico está disociado al 0,5% en una disolución cuya concentración es 0,3 M. Calcula:

- La constante de disociación del ácido.
- El pH de la disolución.
- La concentración molar de todos los iones presentes en la disolución.



Solución a) donde $\alpha = 0.005$. La expresión de la constante de acidez para este ácido es:

$$K_a = \frac{[H^+]_{eq}[F^-]_{eq}}{[HF]_{eq}} = \frac{(0.3 - 0.005)^2}{0.3(1 - 0.005)} \rightarrow \boxed{K_a = 7.53 \cdot 10^{-6}}$$

b) El pH de la disolución se calcula a partir de la concentración de protones:

$$\text{pH} = -\log[H^+]_{eq} = -\log(0.0015) \rightarrow \boxed{\text{pH} = 2.82}$$

c) La concentración de los iones de la disolución es la misma para los dos:

$$\boxed{[H^+]_{eq} = [F^-]_{eq} = 1.5 \cdot 10^{-3} \text{ M}}$$

Ejercicio 2. Muchos alcanos, sobre todo los más volátiles, se utilizan como quitamanchas ya que disuelven bien las grasas, aunque son tóxicos e inflamables.

- Los cuatro primeros alcanos son gases. Escribe su nombre y su fórmula.
- Escribe y ajusta la reacción de combustión de cada uno de ellos.
- Dibuja la estructura del primer alcano, explicando el tipo de hibridación del carbono ($Z = 6$)

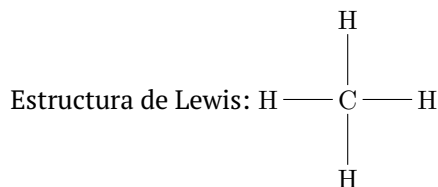
Solución a) Los cuatro primeros alcanos son:

- Metano: CH_4
- Etano: $\text{CH}_3 - \text{CH}_3$
- Propano: $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$
- Butano: $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$

b) Las reacciones de combustión son:

- Metano: $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
- Etano: $\text{C}_2\text{H}_6 + \frac{7}{2}\text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$
- Propano: $\text{C}_3\text{H}_8 + 5\text{O}_2 \rightarrow 3\text{CO}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$
- Butano: $\text{C}_4\text{H}_{10} + \frac{13}{2}\text{O}_2 \rightarrow 4\text{CO}_2 + 5\text{H}_2\text{O}$

- c) El primer alcano es el metano. El carbono tiene como capa de valencia $2s^2p^2$, para poder establecer 4 enlaces necesita promocionar el electrón $2s^2$ al orbital $2p_z$, quedando la capa de valencia como $2s^1p^3$. En esta molécula existen cuatro enlaces simples que, según la teoría del enlace de valencia, son del tipo sigma (frontales). Con lo que hibrida el orbital $2s$ con el orbital $2p$ para formar el orbital molecular sp^3 que tiene forma tetraédrica.



Ejercicio 3. Justifica la certeza o falsedad de las siguientes afirmaciones acerca de la velocidad de una reacción:

- Se modifica cuando se adiciona un catalizador.
- Su valor numérico es constante durante todo el tiempo que dura la reacción.
- Su valor numérico aumenta al hacerlo la temperatura a la que se realiza la reacción.
- Sus unidades pueden ser mol.s/L

Solución a) **Cierta** porque la adición de un catalizador disminuye la energía de activación de la reacción, que es la energía mínima necesaria para que se dé la reacción, por tanto, cuanto menor sea dicha energía más rápida será la reacción.

b) **Falsa** porque la velocidad de la reacción nos indica la variación de la concentración de reactivo por unidad de tiempo, por tanto, no puede ser constante.

c) **Cierta** porque la velocidad de cualquier reacción química aumenta mucho con la temperatura, debido a que aumenta la energía de los reactivos y por lo tanto, más moléculas podrán alcanzar la energía del complejo activado, siendo mayor la velocidad de la reacción.

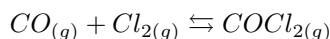
d) **Falsa** porque sus unidades son:

$$v = -\frac{d[\text{Reactivo}]}{dt} = \frac{\text{mol/L}}{s} = \frac{\text{mol}}{L \cdot s}$$

Ejercicio 4. El gas fosgeno, $COCl_2$, se obtiene con gran rendimiento mediante el proceso de equilibrio siguiente: $CO_{(g)} + Cl_{2(g)} \rightleftharpoons COCl_{2(g)}$. Si la concentración de CO se incrementa mediante la adición de más CO al sistema en equilibrio, sin cambio de temperatura, ¿cómo se verá afectada:

- ...la concentración de $COCl_2$ una vez que se haya alcanzado de nuevo el equilibrio?
- ...la constante de equilibrio de la reacción?

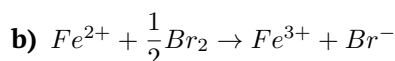
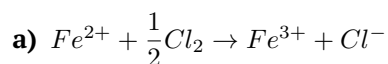
Solución Tenemos que recordar el principio de Le Châtelier: Cuando en un sistema en equilibrio se varía algún factor externo, el equilibrio se desplaza en el sentido que tienda a contrarrestar dicha variación. En



si aumentamos la concentración de monóxido de carbono:

- La concentración del gas fosgeno aumentará puesto que la reacción se desplazará hacia la formación de reactivos para alcanzar el nuevo equilibrio.
- La constante de equilibrio de la reacción no se ve afectada puesto que no cambia la temperatura, que es el único factor del cual depende.

Ejercicio 5. Indica razonadamente si los siguientes procesos de oxidación-reducción pueden tener lugar de forma espontánea:

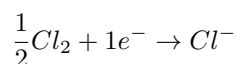


Datos: $E^0(Fe^{3+}/Fe^{2+}) = +0,77\text{ V}$; $E^0(Cl_2/Cl^-) = +1,36\text{ V}$; $E^0(Br_2/Br^-) = +0,54\text{ V}$.

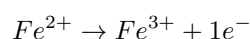
Solución Recordamos que para que un proceso de oxidación-reducción sea espontáneo la fem de la pila tiene que ser positiva puesto que así el incremento de energía libre de Gibbs será negativo y esto significará que la reacción se dará de forma espontánea, ya que tanto los moles de electrones como la constante de Faraday son positivos:

$$fem = E_c^0 - E_a^0 \rightarrow \Delta G^0 = -n \cdot F \cdot E_p^0$$

a) Tenemos que en el cátodo:



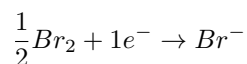
y en el ánodo:



Luego,

$$fem = 1.36 - 0.77 = +0.59\text{ V} \rightarrow \Delta G^0 < 0 \rightarrow \text{Espontánea}$$

b) Tenemos que en el cátodo:



y en el ánodo:



Luego,

$$fem = 1.36 - 0.54 = +0.82\text{ V} \rightarrow \Delta G^0 < 0 \rightarrow \text{Espontánea}$$