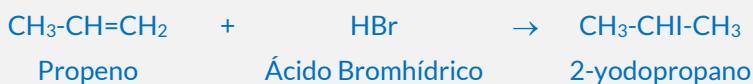
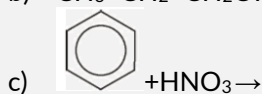
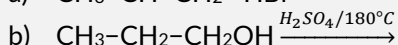
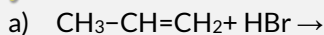




## Universidad de Castilla la Mancha - Junio 2.017

## Opción A

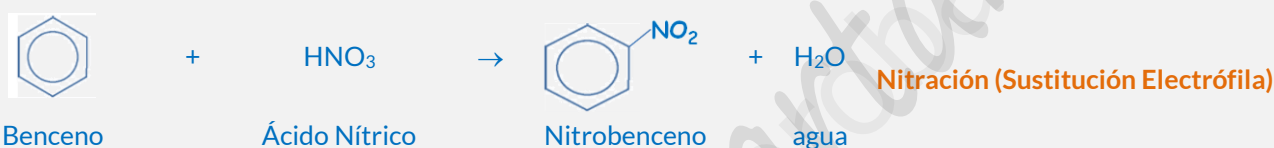
**Pregunta 1.** Completa las siguientes reacciones, nombra reactivos y productos e indica de qué tipo son:



Sustitución (Electrófila)



Deshidratación (Eliminación)

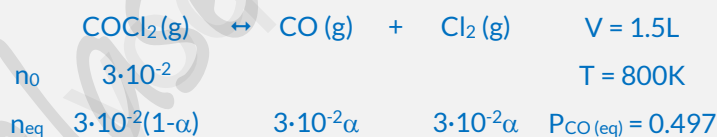


Nitración (Sustitución Electrófila)

**Pregunta 2.**  $3 \times 10^{-2}$  moles de gas fosgeno ( $\text{COCl}_2$ ) puro se introdujeron en un reactor de 1.50 litros, calentándose entonces éste hasta alcanzar los 800 K de temperatura. Alcanzado el equilibrio, la presión parcial de CO fue 0.497 atm. Para el equilibrio  $\text{COCl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$ , calcula:

- La constante de presiones  $K_p$
- El número total de moles en el equilibrio.
- El grado de disociación del gas fosgeno

Dato:  $R = 0,082 \text{ atm L/mol K}$



Con el dato de la presión parcial de CO y la ecuación de los gases ideales, podemos calcular el número de moles en equilibrio de dicho gas:

$$P_{\text{CO}} \cdot V = n_{\text{CO}} R T \rightarrow n_{\text{CO}} = \frac{P_{\text{CO}} \cdot V}{R T} = \frac{0.497 \cdot 1.5}{0.082 \cdot 800} \rightarrow n_{\text{CO}} = 0.011 \text{ moles}$$

De la expresión en función del grado de disociación, de los moles en equilibrio de CO, hallamos dicho grado de disociación:

$$n_{\text{CO}} = 3 \cdot 10^{-2} \alpha \rightarrow 0.011 = 3 \cdot 10^{-2} \alpha \rightarrow \alpha = 0.37 = 37.88\%$$

Ahora ya tenemos todos los datos para poder calcular la constante  $K_p$ :

$$K_p = \frac{P_{\text{COeq}} \cdot P_{\text{Cl}_2\text{eq}}}{P_{\text{COCl}_2\text{eq}}} = \frac{3 \cdot 10^{-2} \alpha \cdot 3 \cdot 10^{-2} \alpha}{3 \cdot 10^{-2}(1-\alpha)} \rightarrow K_p = 6.94 \cdot 10^{-3}$$

Para hallar los moles en equilibrio, sólo tenemos que sumarlos y sustituir el grado de disociación:

$$n_T = 3 \cdot 10^{-2}(1-\alpha) + 3 \cdot 10^{-2} \alpha + 3 \cdot 10^{-2} \alpha = 3 \cdot 10^{-2} + 3 \cdot 10^{-2} \alpha \rightarrow n_T = 0.041 \text{ moles}$$



**Pregunta 3.** Sólo UNA de las siguientes afirmaciones es CORRECTA. Identifícala razonando tu respuesta.

- a) Los metales son malos conductores de la electricidad.
- b) Todos los compuestos iónicos son sólidos.
- c) La unión de un metal con un no metal se produce por enlace covalente.
- d) Los compuestos iónicos no se disuelven en agua.

La afirmación (a) no es correcta puesto que los metales son excelentes conductores de la electricidad, ya que al tener orbitales de valencia vacíos o semivacíos (orbitales d), los electrones se pueden mover con facilidad.

La afirmación (b) es la **correcta**, ya que las fuerzas que mantienen unidos a los iones que forman parte del enlace iónico son fuertes, por lo que a temperatura ambiente están en estado sólido. De hecho, forman redes cristalinas altamente ordenadas.

La afirmación (c) es incorrecta, ya que al metal siempre le va a necesitar electrones para obtener la configuración estable de gas noble (regla del octeto), mientras que el no metal siempre va a necesitar electrones. Es decir, el metal le cederá electrones al no metal, originándose un enlace iónico.

La afirmación (d) es incorrecta, puesto que todos los compuestos iónicos son polares, ya que las moléculas de agua pueden rodear a los iones y atraerlos electrostáticamente hasta separarlos de la red iónica (solvatación).

**Pregunta 4.** Ordena razonadamente de menor a mayor el pH de las disoluciones 0.1 M de los siguientes compuestos:

- a)  $\text{NH}_4\text{Cl}$
- b)  $\text{HCl}$
- c)  $\text{NaNO}_3$ .

El cloruro de amonio ( $\text{NH}_4\text{Cl}$ ) es una sal que se disuelve en agua según el equilibrio de disociación:



El anión cloruro ( $\text{Cl}^-$ ) es la base conjugada del ácido fuerte  $\text{HCl}$ , por lo que será una base conjugada débil. No reaccionando con el agua y, por tanto, no contribuyendo al pH.

El catión amonio ( $\text{NH}_4^+$ ) es el ácido conjugado de la base débil  $\text{NH}_3$ , por lo que tiene la suficiente fortaleza como para reaccionar con el agua (hidrólisis) y generar protones oxonio, originando un **pH ligeramente ácido**.



El ácido clorhídrico ( $\text{HCl}$ ) es un ácido fuerte, por lo que se encuentra totalmente disociado, dando lugar a un **pH muy ácido**.



El nitrato de sodio ( $\text{NaNO}_3$ ) es una sal que se disocia según el equilibrio:



El anión nitrato ( $\text{NO}_3^-$ ) es la base conjugada del ácido fuerte  $\text{HNO}_3$ , por lo que será una base conjugada débil. No reaccionando con el agua y, por tanto, no contribuyendo al pH.

El catión sodio ( $\text{Na}^+$ ) es el ácido conjugado de la base fuerte  $\text{NaOH}$ , por lo que será un ácido conjugado débil y tampoco contribuirá al pH. En este caso se obtendría una disolución con **pH neutro**.

Por tanto, en orden creciente de pH:  **$\text{HCl} < \text{NH}_4\text{Cl} < \text{NaNO}_3$**

**Pregunta 5.** Supón una celda voltaica espontánea (pila). Explica razonadamente si las siguientes afirmaciones son ciertas o falsas:

- a) Los electrones se desplazan del cátodo al ánodo.
- b) Los electrones atraviesan el puente salino.
- c) La reducción tiene lugar en el electrodo positivo.

La afirmación (a) es **falsa**, ya que en una pila el cátodo es el electrodo (+) y el ánodo es el electrodo (-), por lo que los electrones irán del ánodo al cátodo.

La afirmación (b) es **falsa**. Los electrones van por los cables que conectan el ánodo con el cátodo. Por el puente salino sirve para mantener constante la concentración salina de ambas semiceldas.

La afirmación (c) es **verdadera**. En una pila, la semireacción de reducción se produce en el cátodo, que es el electrodo positivo.

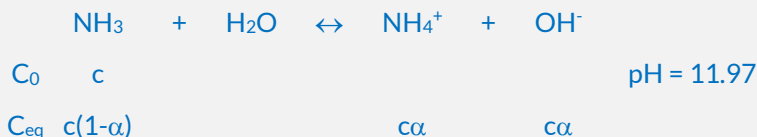


## Opción B

**Pregunta 1.** El pH medido en una botella de amoníaco doméstico es 11.97. La etiqueta de dicha botella, indica que la densidad de la disolución de este amoníaco comercial es 0.97 g/mL. A partir de estos valores, calcula:

- La concentración del amoníaco en la disolución expresada en % en volumen
- El grado de ionización del mismo.
- ¿Cuál será el pOH que mediremos si diluimos 100 mL del amoníaco comercial con 150 mL de agua?

Datos:  $K_b = 1.8 \times 10^{-5}$ ; masas atómicas: N = 14; H = 1; O = 16



Del dato del pH podemos calcular el pOH y de ahí los moles de hidroxilo en equilibrio. Que serán los mismos que de amonio:

$$pOH = 14 - pH \rightarrow pOH = 2.03 \rightarrow pOH = -\log[OH^-]_{eq} \rightarrow [OH^-]_{eq} = 10^{-2.03} \rightarrow [OH^-]_{eq} = 9.33 \cdot 10^{-3} M = [NH_4^+]_{eq}$$

Hacemos un sistema de ecuaciones con la expresión que nos queda de la constante de basicidad y con los moles de los iones en equilibrio, para así, calcular el grado de ionización y la concentración inicial de amoníaco:

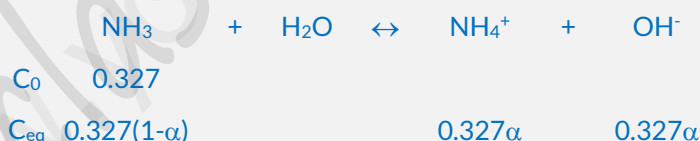
$$\begin{cases} [OH^-]_{eq} = c\alpha \rightarrow c\alpha = 9.33 \cdot 10^{-3} \\ K_b = \frac{[NH_4^+]_{eq}[OH^-]_{eq}}{[NH_3]_{eq}} \rightarrow 1.8 \cdot 10^{-5} = \frac{(9.33 \cdot 10^{-3})^2}{c(1-\alpha)} \end{cases} \rightarrow \begin{cases} c\alpha = 9.33 \cdot 10^{-3} \\ c - c\alpha = 4.83 \end{cases} \rightarrow \alpha = 0.019 = 0.19\% \rightarrow c = 0.491 M$$

No hay datos para calcular el porcentaje en volumen, así que calculamos el porcentaje en masa, suponiendo un volumen de 1L:

$$\begin{aligned}
 \% &= \frac{gr \text{ NH}_3}{gr \text{ disolución}} \cdot 100 \rightarrow \left[ \frac{gr \text{ NH}_3: 1L \cdot \frac{0.491 \text{ moles}}{1 L} \cdot \frac{17 \text{ gr}}{1 \text{ mol}}}{gr \text{ disolución: } 1000 \text{ mL} \cdot \frac{0.97 \text{ gr}}{1 \text{ mL}}} \right] = \frac{8.348 \text{ gr NH}_3}{970 \text{ gr disolución}} \rightarrow \% V = \frac{8.348}{970} \cdot 100 \rightarrow \% V = 0.86\%
 \end{aligned}$$

Si diluimos 100mL del amoníaco comercial en 150mL de agua, la concentración inicial del amoníaco pasa a ser:

$$C_i \cdot V_i = C_f \cdot V_f \rightarrow 0.491 \cdot 100 = 150 \cdot C_f \rightarrow C_f = 0.327 M$$

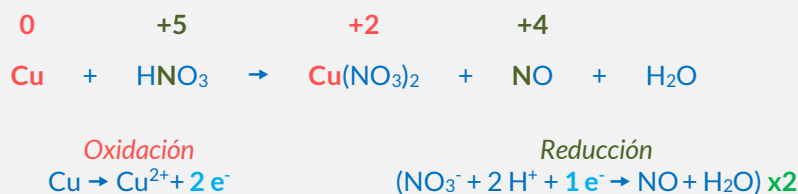


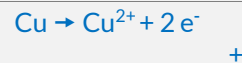
$$pOH = -\log[OH^-]_{eq} = -\log[0.327 \cdot 0.019]_{eq} \rightarrow pOH = 2.20$$

**Pregunta 2.** Para la reacción de cobre con ácido nítrico (trioxonitrato(V) de hidrógeno) (hidroxidodioxidonitrógeno) que produce nitrato de cobre (II), (trioxonitrato(V) de cobre(II)) (trioxidonitrato de cobre), monóxido de nitrógeno y agua.

- Ajusta la ecuación iónica y molecular por el método del ion-electrón.
- Señala el oxidante y el reductor.
- ¿Cuántos gramos de ácido nítrico son necesarios para obtener 5 L de óxido de nitrógeno medidos en condiciones normales?

Datos: R = 0,082 atm L / mol K; masas atómicas: H=1, N= 14, O= 16.





Ecuación Iónica



Ecuación Molecular



$$5\text{L NO} \cdot \frac{1 \text{ mol NO}}{22.4 \text{ L NO}} \cdot \frac{4 \text{ moles HNO}_3}{2 \text{ moles NO}} \cdot \frac{63 \text{ gr HNO}_3}{1 \text{ mol HNO}_3} = 28.12 \text{ gr HNO}_3$$

**Pregunta 3.** Los átomos neutros A, B, C y D tienen las siguientes configuraciones electrónicas: A =  $1s^2 2s^2 2p^1$ ; B =  $1s^2 2s^2 2p^5$ ; C =  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ ; D =  $1s^2 2s^2 2p^6$

- Indica el grupo y período en el que se encuentran.
- El nombre y símbolo de cada elemento
- Ordénalos, razonadamente, de mayor a menor electronegatividad.
- ¿Cuál de ellos presentará mayor potencial de ionización?

| Elemento | Periodo | Grupo                                  | Nombre   | Símbolo |
|----------|---------|----------------------------------------|----------|---------|
| A        | 2       | IIIA<br>Familia de los Boroideos       | Boro     | B       |
| B        | 2       | VII A<br>Familia de los Halógenos      | Flúor    | F       |
| C        | 3       | II A<br>Familia de los Alcalinotérreos | Magnesio | Mg      |
| D        | 2       | VIII A<br>Gases Nobles                 | Neón     | Ne      |

La electronegatividad es la capacidad que tiene un átomo de atraer hacia sí el par de electrones que forman un enlace covalente. Es una propiedad periódica que aumenta conforme disminuimos de periodo y conforme avanzamos dentro de un mismo periodo, por tanto, el orden decreciente de electronegatividad para los elementos dados es: **F > B > Mg**.

El Neón no tiene definida su electronegatividad, ya que esta es una propiedad que exhiben los átomos cuando forman parte de un enlace covalente y los gases nobles no se combinan con otros átomos.

El potencial de ionización es la mínima energía necesaria para que un átomo neutro en estado gaseoso y en su estado electrónico fundamental, ceda un electrón de su nivel electrónico más externo y dé lugar a un ion monopositivo, también en estado gaseoso fundamental. Al igual que la electronegatividad, es una propiedad periódica que varía de igual forma, por lo que el elemento con mayor energía de ionización será el **Flúor**.

**Pregunta 4.** Indica, razonando la respuesta, si las siguientes reacciones orgánicas son de adición, eliminación o sustitución.

- Obtención de alquenos a partir de alcoholes.
- Obtención de derivados halogenados a partir de alquenos.
- Obtención de un derivado halogenado a partir de un alcano.

Los alquenos se pueden obtener a partir de alcoholes mediante la reacción de estos últimos con ácido sulfúrico a elevadas temperaturas. Se trata de una reacción de **Eliminación** de una pequeña molécula a partir de los átomos unidos a dos átomos de carbono contiguos, con la consiguiente formación de un enlace  $\pi$ . En el caso expuesto, la reacción se denomina concretamente, **deshidratación**.



Los derivados halogenados se obtienen de los alquenos por **Adición Electrónica** a éstos de una molécula gas de halógeno ( $\text{F}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{Br}_2$ ,  $\text{I}_2$ ). Hay dos tipos de adición electrónica de alquenos que den derivados halogenados:

- Hidrohalogenación:  $\text{CH}_3\text{-CH=CH}_2 + \text{HF} \rightarrow \text{CH}_3\text{-CHF-CH}_3$
- Halogenación:  $\text{CH}_3\text{-CH=CH}_2 + \text{F}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{-CHF-CH}_2\text{F}$

Se produce la ruptura de un enlace  $\pi$  y la unión de un átomo de halógeno a cada uno de los átomos implicados en el enlace roto. La adición sigue la Regla de Markownikof: la parte positiva del reactivo se une al átomo de carbono más hidrogenado.



A partir de los alcanos es posible obtener derivados halogenados mediante **Sustitución Radicálica**, concretamente se trata de una **halogenación**.



**Pregunta 5.** En los siguientes sistemas en equilibrio,

- a)  $\text{A} \rightleftharpoons 2\text{B}$   $\Delta H^\circ = 20.0 \text{ kJ/mol}$
- b)  $\text{A} + \text{B} \rightleftharpoons \text{C}$   $\Delta H^\circ = -5.4 \text{ kJ/mol}$
- c)  $\text{A} \rightleftharpoons \text{B}$   $\Delta H^\circ = 0.0 \text{ kJ/mol}$

Predice razonadamente el cambio que se produciría en cada uno de ellos al aumentar la temperatura.

Según el Principio de Le Chatelier "Cuando en un sistema en equilibrio se varía algún factor externo, el equilibrio se desplaza en el sentido que tienda a contrarrestar dicha variación"

Cuando se produce un aumento de temperatura, el equilibrio se desplazará en el sentido en que la reacción sea endotérmica.

- La reacción (a) es endotérmica, ya que  $\Delta H^\circ > 0$ . Es decir el equilibrio se desplazará hacia la formación de productos.
- La reacción (b) es exotérmica, al ser el  $\Delta H^\circ < 0$ . Por tanto, el equilibrio se desplazará hacia la formación de reactivos.
- La reacción (c) está en equilibrio térmico ( $\Delta H = 0$ ), por lo que el equilibrio no se verá afectado.