

Pruebas de Acceso para mayores de 25 años



Química EXAMEN A ANDALUCÍA



CONVOCATORIA 2022



INSTRUCCIONES

Instrucciones:

- a) **Duración:** El ejercicio tendrá una duración de 1 hora y 30 minutos.
- b) Elija y desarrolle uno de los dos problemas propuestos. Indique **claramente** el problema elegido.
- c) El problema se calificará hasta un máximo de **4 puntos**. En cada apartado se indica la puntuación máxima que le corresponde.
- d) Elija y desarrolle dos de las cuatro cuestiones propuestas. Indique **claramente** las cuestiones elegidas.
- e) Cada una de las dos cuestiones elegidas se calificará hasta un máximo de **3 puntos**.
- f) Puede utilizar calculadora no programable.



ÁNGEL CUESTA

Tu profesor en la red

SUSCRÍBETE

©Angel Cuesta Arza

Problema 1

El ácido sulfúrico (H_2SO_4) concentrado tiene un 96 % de porcentaje en masa y una densidad de $1,84 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$. Calcule:

- a) La molaridad de la disolución acuosa de H_2SO_4 concentrado. **(hasta 1 punto)**
- b) El volumen de H_2SO_4 concentrado necesario para preparar 500 mL de una disolución acuosa 0,1 M de H_2SO_4 . **(hasta 1 punto)**
- c) El pH de la disolución acuosa de H_2SO_4 0,1 M. **(hasta 1 punto)**
- d) El volumen de una disolución acuosa de hidróxido de sodio (NaOH) de concentración 0,5 M necesario para neutralizar 100 mL de la disolución 0,1 M de H_2SO_4 . **(hasta 1 punto)**

Datos: Masas atómicas relativas: S=32; O=16; H=1

Puesto que una disolución es una mezcla homogénea y estable podemos tomar una base de cálculo de 100 g de disolución ya que la molaridad es una propiedad que no depende de la cantidad de disolución.

$$\%(m/m) = \frac{m_{\text{ácido}}}{m_{\text{disolucion}}} \cdot 100 \longrightarrow 96 = \frac{m_{\text{ácido}}}{100} \cdot 100 \longrightarrow m_{\text{ácido}} = 96 \text{ gramos de ácido sulfúrico}$$

Se calculan los moles de ácido sulfúrico. $M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot 1 + 32 + 4 \cdot 16 = 98 \text{ g/mol}$

$$n = \frac{m}{M_r} \longrightarrow n = \frac{96}{98} = 0'98 \text{ mol ácido sulfúrico.}$$

a) La molaridad de la disolución acuosa de H_2SO_4 concentrado. **(hasta 1 punto)**

Con la densidad obtengo el volumen de disolución:

$$d = \frac{m}{V} \longrightarrow V = \frac{m}{d} \longrightarrow V = \frac{100}{1'84} = 54'35 \text{ mL de disolución.} = 0'05435 \text{ L de disolución.}$$

Calculo la molaridad:

$$M = \frac{n}{V} \longrightarrow M = \frac{0'98}{0'05435} = 18'03 \text{ mol/L}$$

La molaridad de la disolución es **18'03 mol/L.**

b) El volumen de H_2SO_4 concentrado necesario para preparar 500 mL de una disolución acuosa 0,1 M de H_2SO_4 . **(hasta 1 punto)**

En primer lugar, calcularé la cantidad (en mol) de ácido sulfúrico que se requiere para preparar la disolución pedida.

$$n = M \cdot V = 0'1 \cdot 0'5 = 0'05 \text{ mol } \text{H}_2\text{SO}_4 \quad \text{Recuerda que 500 mL son 0'5 L.}$$

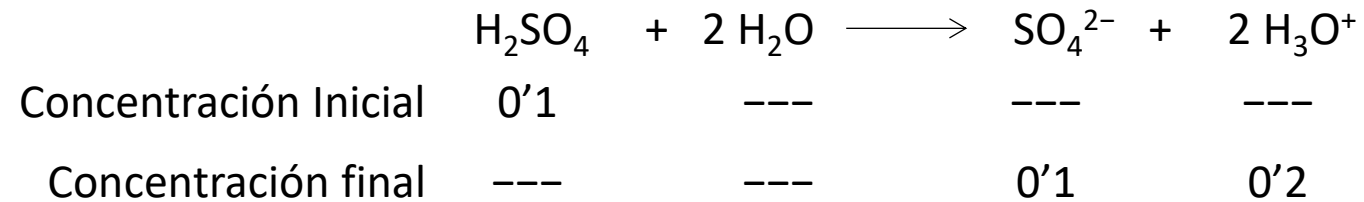
Con esos moles y la molaridad de la disolución concentrada podemos calcular el volumen que debemos tomar.

$$M = \frac{n}{V} \longrightarrow V = \frac{n}{M} = \frac{0'05}{18'03} = 0'00277 \text{ L de disolución} = 2'77 \text{ mL de disolución.}$$

El volumen de disolución concentrada que debemos tomar es **2'77 mL.**

c) El pH de la disolución acuosa de H_2SO_4 0,1 M.

El ácido sulfúrico es un ácido fuerte que se disocia completamente (esto no es exacto).



Ahora ya puedo calcular el valor del pH:

$$pH = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(0'2) = 0'70$$

Solución: el pH es **0'70**

d) El volumen de una disolución acuosa de hidróxido de sodio (NaOH) de concentración 0,5 M necesario para neutralizar 100 mL de la disolución 0,1 M de H₂SO₄. **(hasta 1 punto)**

La reacción de neutralización (ajustada) sería la siguiente. $2 \text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$

En primer lugar calcularé la cantidad (en mol) de ácido sulfúrico.

$$n = M \cdot V = 0'1 \cdot 0'1 = 0'01 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 \quad \text{Recuerda que 100 mL son 0'1 L.}$$

A continuación, calculo los moles de hidróxido de sodio que se consumen para reaccionar con todo el ácido sulfúrico.

$$0'01 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{2 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} = 0'02 \text{ mol NaOH se consumen}$$

Para terminar, se calcula el volumen de la disolución acuosa de NaOH.

$$M = \frac{n}{V(L)} \longrightarrow V(L) = \frac{n}{M} = \frac{0'02}{0'5} = 0'04 \text{ L} = 40 \text{ mL}$$

Se consumirán **40 mL de disolución** acuosa de NaOH.

Problema 2

En un recipiente de 2 L se introducen 14,5 gramos de yoduro de amonio (NH_4I) sólido. Se calienta a 673 K y se descompone en yoduro de hidrógeno gaseoso (HI) y amoníaco gaseoso (NH_3), según la siguiente reacción: $\text{NH}_4\text{I} (\text{s}) \rightleftharpoons \text{HI} (\text{g}) + \text{NH}_3 (\text{g})$. Calcule:

- a) El valor de K_c a 673 K. **(hasta 1 punto)**
- b) Las concentraciones molares de HI y NH_3 en el equilibrio. **(hasta 1 punto)**
- c) La presión total en el interior del recipiente cuando se alcanza el equilibrio. **(hasta 1 punto)**
- d) La masa de $\text{NH}_4\text{I} (\text{s})$ que queda sin descomponer una vez que se alcanza el equilibrio. **(hasta 1 punto)**

Datos: $K_p (673 \text{ K}) = 0,215$; $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$; Masas atómicas relativas: $\text{I} = 127$; $\text{N} = 14$; $\text{H} = 1$.

- a) Cálculo K_c a partir de la fórmula que relaciona K_p y K_c .

$$K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} \longrightarrow K_c = K_p \cdot (R \cdot T)^{-\Delta n} \longrightarrow K_c = 0'215 \cdot (0'082 \cdot 673)^{-2} = 7'06 \cdot 10^{-5}$$

El valor de K_c es $7'06 \cdot 10^{-5}$.

b) Las concentraciones molares de HI y NH₃ en el equilibrio. (hasta 1 punto)

Para calcular las concentraciones de los reactivos no hace falta conocer la cantidad inicial de NH₄I, ya que las sustancias sólidas tienen concentración constante y, ésta, ya está incluida en el valor de K_c.

Se escribe el cuadro del equilibrio químico que relaciona reactivos y productos.

	NH ₄ I(s)	⇌	HI(g)	+	NH ₃ (g)	Aplico la ley de acción de masas para calcular las concentraciones en el equilibrio.
Moles Iniciales	N		---		---	
Moles que reaccionan	-x		x		x	$K_c = [HI] \cdot [NH_3] \longrightarrow K_c = \frac{x}{2} \cdot \frac{x}{2} = \frac{x^2}{4}$
Moles en equilibrio	N - x		x		x	
Concentraciones en equilibrio	---		$\frac{x}{2}$		$\frac{x}{2}$	$x^2 = 4 \cdot K_c = 4 \cdot 7'06 \cdot 10^{-5} = 2'824 \cdot 10^{-4}$

Se resuelve la ecuación: $x = \sqrt{2'824 \cdot 10^{-4}} = \mathbf{0'0168 \text{ mol}}$

Se calcula la concentración: $C = \frac{n}{V} = \frac{0'0168}{2} = \mathbf{0'0084 \text{ mol/L}}$

La concentración de yoduro de hidrógeno y de amoníaco en el equilibrio es la misma y su valor es **0'0084 mol/L**.

c) La presión total en el interior del recipiente cuando se alcanza el equilibrio. (hasta 1 punto)

Construyo el cuadro de equilibrio en función de las presiones parciales.

	$\text{NH}_4\text{I(s)}$	$\rightleftharpoons$	$\text{HI(g)} + \text{NH}_3\text{(g)}$
Presión inicial	— —		— —
Variación de presión	— —		x x
Presión en equilibrio	— —		x x

Utilizo K_p para calcular las presiones parciales en el equilibrio. $K_p = p_{\text{HI}} \cdot p_{\text{NH}_3} \longrightarrow K_p = x \cdot x \longrightarrow 0'215 = x^2$

Se resuelve la ecuación: $x = \sqrt{0'215} = \mathbf{0'464 \text{ atm}}$

La presión total es la suma de las presiones parciales:

$$p = x + x = 2x = 2 \cdot 0'464 = 0'928 \text{ atm}$$

La presión total en el interior del recipiente cuando se alcanza el equilibrio es **0'928 atm**

d) La masa de NH_4I (s) que queda sin descomponer una vez que se alcanza el equilibrio. **(hasta 1 punto)**

Se escribe el cuadro del equilibrio químico que relaciona reactivos y productos. Hecho anteriormente.

	$\text{NH}_4\text{I(s)}$	$\rightleftharpoons$	HI(g)	+	$\text{NH}_3\text{(g)}$	Anteriormente se obtuvo que
Moles Iniciales	N		---		---	$x = 0'0168 \text{ mol}$
Moles que reaccionan	-x		x		x	
Moles en equilibrio	N - x		x		x	Calcularé los gramos de yoduro de amonio que contienen 0'0168 mol.
Concentraciones en equilibrio	---		$\frac{x}{2}$		$\frac{x}{2}$	

$$M_r(\text{NH}_4\text{I}) = M_r(\text{N}) + 4 \cdot M_r(\text{H}) + M_r(\text{I}) = 14 + 4 \cdot 1 + 127 = 145 \text{ g/mol}$$

$$n = \frac{m}{M_r(\text{NH}_4\text{I})} \longrightarrow m = n \cdot M_r(\text{NH}_4\text{I}) = 0'0168 \cdot 145 = 2'436 \text{ g de } \text{NH}_4\text{I se descomponen}$$

$$\text{Quedan sin descomponer: } m = 14'5 - 2'436 = 12'064 \text{ g de } \text{NH}_4\text{I}$$

Quedan sin descomponer **12'064 g de NH_4I .**

Tema 1. Concepto de solubilidad. Constante del producto de solubilidad. Factores que afectan a la solubilidad.

La solubilidad es la medida de la capacidad de cierta sustancia para disolverse en otra. Puede ser expresada en porcentaje de soluto o en unidades como moles por litro o gramos por litro.

Es importante destacar que no todas las sustancias se disuelven en los mismos solventes. El agua es solvente de la sal pero no del aceite, por ejemplo. Dicho de otra manera la sal es soluble en agua pero en cambio el aceite no lo es.

La constante del producto de solubilidad, K_{ps} , es la constante del equilibrio que se establece entre el sólido y sus iones en una disolución saturada. Se trata de una constante de equilibrio en función de concentraciones.

Dado que la concentración de los sólidos puros es constante, en la constante de equilibrio solo participan las especies en disolución. Veamos un ejemplo:



Los principales factores que afectan la solubilidad **son la polaridad del soluto y del disolvente, el efecto del ion común, la temperatura, la presión** (cuando se disuelven gases en líquidos).

1. Polaridad. En la mayoría de los casos, los solutos se disuelven en disolventes que tienen una polaridad similar.

Los solutos no polares no se disuelven en disolventes polares y viceversa.

2. Efecto del ion común. El efecto ion común es un término que describe la disminución en la solubilidad de un compuesto iónico cuando se añade a la mezcla una sal que contiene un ion que ya existe en el equilibrio químico.

3. Temperatura. La temperatura tiene un efecto directo sobre la solubilidad. Para la mayoría de los sólidos iónicos, el aumento de la temperatura aumenta la rapidez con la que se puede hacer la solución.

A medida que la temperatura aumenta, las partículas del sólido se mueven más rápido, lo que aumenta las posibilidades de que interactúen con más partículas del disolvente.

4. Presión. Afecta la solubilidad de un gas en un líquido, pero nunca de un sólido que se disuelve en un líquido.

Cuando se aplica presión a un gas que está por encima de la superficie de un disolvente, el gas se moverá al disolvente y ocupará algunos de los espacios entre las partículas del disolvente.

<https://www.lifeder.com/factores-afectan-la-solubilidad/>

Tema 2. Enlace iónico y enlace covalente: concepto, propiedades y ejemplos.

El enlace iónico consiste en la atracción electrostática entre partículas con cargas eléctricas de signos contrarios llamados iones.

Este tipo de enlace se manifiesta generalmente entre átomos metálicos y no metálicos en los que la transferencia de electrones ocurre desde los átomos metálicos (menos electronegativos) hacia los no metálicos (más electronegativos).

Para que se forme un enlace iónico es necesario que la diferencia de electronegatividad entre ambos tipos de átomos sea mayor o igual que 1,7 en la escala de Pauling,

Ejemplos de enlace iónico

Fluoruros (F^-) NaF, KF, LiF, CaF_2

Sulfatos (SO_4^{2-}) $CuSO_4$, $CaSO_4$, K_2SO_4

Nitratos (NO_3^-). $AgNO_3$, KNO_3 , $Mg(NO_3)_2$

Algunas características generales de un compuesto iónico:

Son enlaces fuertes. La fuerza de esta unión atómica puede ser muy intensa, por lo que la estructura de estos compuestos **tiende a formar redes cristalinas muy resistentes**.

Suelen ser sólidos. A temperaturas y rangos de presión normales ($T=25^{\circ}\text{C}$ y $P=1\text{atm}$), estos compuestos tienen estructura molecular cúbica y rígida, que forma redes cristalinas que originan sales.

Poseen un alto punto de fusión y ebullición. Tanto el punto de fusión(entre 300°C y 1000°C) como el de ebullición de estos compuestos suele ser muy alto, pues se requieren grandes cantidades de energía para romper la atracción electrostática entre los iones.

Solubilidad en agua. La mayoría de las sales son solubles en agua y otras soluciones acuosas que presenten un dipolo eléctrico (polos positivo y negativo).

Conducción eléctrica. En su estado sólido no son buenos conductores de electricidad, dado que los iones ocupan posiciones muy fijas en una red cristalina. En cambio, una vez disueltos en agua o en solución acuosa, se tornan eficaces conductores de la electricidad. También conducen la electricidad cuando están fundidos.

"Enlace iónico". Autor: Dianelys Ondarse Álvarez. De: Argentina. Para: *Concepto.de*.
Disponibile en: <https://concepto.de/enlace-ionico/>. Última edición: 15 de julio de 2021. Consultado: 28 de noviembre de 2022

Se llama **enlace covalente** a un tipo de enlace químico que ocurre cuando dos átomos se enlazan para formar una molécula, compartiendo electrones pertenecientes a su capa de valencia o último nivel de energía.

El enlace covalente se forma entre átomos que no tienen una gran diferencia de electronegatividad. Este enlace se puede formar entre átomos no metálicos, o entre átomos metálicos y el hidrógeno (LiH o BeH₂).

Ejemplos sencillos de enlace covalente son los que se dan en las siguientes moléculas: O₂, HCl, NH₃, H₂O, CCl₄

En ocasiones hay compuestos covalentes que forman redes cristalinas. Los casos más habituales son:

C (Diamante), C(grafito) y SiO₂ (cuarzo).

En cuanto a las propiedades de los compuestos covalentes, debemos distinguir entre los que forman moléculas y los que forman redes cristalinas.

Los compuestos covalentes moleculares :

Tienen **puntos de fusión y ebullición bajos** debido a que las fuerzas entre las moléculas son débiles, siendo mayores cuando aumenta la polaridad.

No conducen la electricidad ya que no hay cargas ni electrones libres.

Se disuelven en sustancias con su misma polaridad, es decir, si es apolar en disolventes apolares y en polares cuando sea polar

Los cristales covalentes:

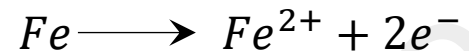
Tienen altos puntos de fusión y ebullición por estar los átomos unidos por enlaces covalentes bastante fuertes.

Son insolubles en casi todos los disolventes.

No conducen el calor ni la electricidad, a excepción del grafito que dispone de electrones que pueden moverse entre las capas planas.

Tema 3. Reacción de oxidación-reducción. Concepto de oxidante y de reductor. Par redox.

Un átomo se **oxida** cuando aumenta su estado de oxidación.
Para ello, debe **perder electrones**.



Un átomo se **reduce** cuando disminuye su estado de oxidación.
Para ello, debe **ganar electrones**.

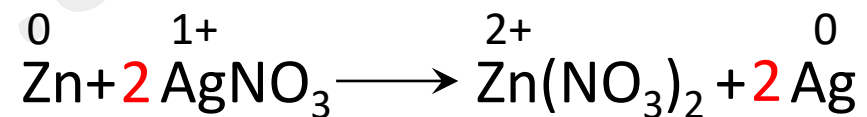


Las reacciones de oxidación y reducción se producen de forma acoplada. Toda reacción de reducción, debe producirse simultáneamente con otra de oxidación. Los electrones que cede el oxidante los gana el reductor.

El oxidante es la especie que se reduce y oxida al reductor.

El reductor es la especie que se oxida y reduce al oxidante.

Oxidante y reductor forman el par redox.



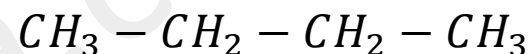
El Zn se oxida a Zn^{2+} , es el reductor porque se oxida.

El ion Ag^{+} se reduce a Ag, es el oxidante porque se reduce.

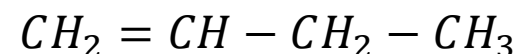
Tema 4. Cadenas carbonadas. Enlaces simple, doble y triple. Ejemplos.

El átomo de carbono puede formar cuatro enlaces covalentes para completar los ocho electrones de su capa más externa. Estos enlaces pueden ser de tres tipos: enlace simple, enlace doble y enlace triple.

Los compuestos que tienen solo enlaces simples se llaman **alcanos**. También los **cicloalcanos** poseen sólo enlaces simples.



Los compuestos que tienen algún enlace doble se llaman **alquenos**. También los **cicloalquenos** poseen sólo enlaces simples.



Los compuestos que tienen algún enlace triple se llaman **alquinos**. También los **cicloalquinos** poseen sólo enlaces simples.

