

	<p align="center">Pruebas de Acceso a enseñanzas universitarias oficiales de grado Castilla y León</p>	<p align="center">QUÍMICA SEPTIEMBRE Modalidad (propuesta 03/2010)</p>	<p align="center">EJERCICIO Nº páginas: 2 Sist. Periódico</p>
---	---	---	--

CRITERIOS GENERALES DE EVALUACIÓN

El alumno deberá contestar a uno de los dos bloques A o B con sus problemas y cuestiones.

Cada bloque consta de cinco preguntas. Cada una de las preguntas puntuará como máximo dos puntos

La calificación máxima (entre paréntesis al final de cada pregunta) la alcanzarán aquellos ejercicios que, además de bien resueltos, estén bien explicados y argumentados, cuidando la sintaxis y la ortografía y utilizando correctamente el lenguaje científico, las relaciones entre las cantidades físicas, símbolos, unidades, etc

DATOS GENERALES

Los valores de las constantes de equilibrio que aparecen en los problemas deben entenderse que hacen referencia a presiones expresadas en atmósferas y concentraciones expresadas en mol.L⁻¹.

El alumno deberá utilizar los valores de los números atómicos, masas atómicas y constantes universales que se le suministran con el examen.

BLOQUE A

- Un compuesto químico tiene la siguiente composición centesimal: 24,74 de K; 34,76 de Mn y 40,50 de O.
 - Deduzca la fórmula empírica y nombre el compuesto. (Hasta 1,5 puntos).
 - Determine el estado de oxidación formal de cada elemento. (Hasta 0,5 puntos).
- Calcule el pH de:
 - 20 mL de una disolución de ácido acético, CH₃ - COOH, de concentración 0,01 M. (Hasta 0,8 puntos).
 - 5 mL de una disolución de NaOH de concentración 0,05 M. (Hasta 0,6 puntos).
 - La mezcla de las dos disoluciones suponiendo que los volúmenes son aditivos. (Hasta 0,6 puntos).
Datos: constante Ka = 1,8 · 10⁻⁵
- Una disolución de cloruro de hierro(II), FeCl₂, reacciona con 50 mL de una disolución de dicromato potásico, K₂Cr₂O₇, de concentración 0,1 M. El catión hierro(II) se oxida a hierro (III) mientras que el anión dicromato, en medio ácido clorhídrico, se reduce a cromo(III).
 - Escriba ajustadas las semirreacciones de oxidación y de reducción, la reacción iónica, global y la reacción molecular. (Hasta 1,5 puntos).
 - Calcule la masa de FeCl₂ que ha reaccionado. (Hasta 0,5 puntos).
- Responda a las cuestiones siguientes:
 - Escriba las fórmulas de los siguientes compuestos orgánicos: dimetiléter; ciclohexanol; acetato de metilo; propilamina. (Hasta 1,0 puntos).
 - Explique por qué la molécula de eteno, C₂H₄, es plana con ángulos de enlace de, 6 aproximadamente, 120 grados, mientras que la molécula de acetileno, C₂H₂, es lineal. ¿En cuál de las dos moléculas anteriores la distancia entre los átomos de carbono debe ser menor? (Hasta 1,0 puntos).
- Responda razonadamente a las siguientes cuestiones:
 - Defina el concepto de energía de ionización de un elemento. (Hasta 0,6 puntos).
 - Justifique por qué la primera energía de ionización disminuye al bajar en un grupo de la tabla periódica. (Hasta 0,7 puntos).
 - Ordene de mayor a menor la energía de ionización de los elementos cloro, argón y potasio. (Hasta 0,7 puntos).

BLOQUE B

- El mármol está constituido por CaCO₃ y cuando reacciona con ácido clorhídrico, HCl, se produce cloruro cálcico, CaCl₂, dióxido de carbono, CO₂, y agua, H₂O.
 - Calcule la cantidad de mármol necesario para producir 10 L de CO₂ medidos a 10 °C y 700 mmHg de presión, si la pureza del mismo es del 80 % en CaCO₃. (Hasta 1,0 puntos).
 - Suponiendo que las impurezas del mármol son inertes al ácido clorhídrico, calcule el volumen de ácido de densidad 1,1 g/cm³ y 20,39 % en masa que se necesitaría para que reaccione el carbonato cálcico calculado en el apartado anterior. (Hasta 1,0 puntos).
- El producto de solubilidad del hidróxido de plomo, Pb(OH)₂ es igual a 2,5 · 10⁻¹³. Calcule:
 - La solubilidad del hidróxido de plomo, expresada en (Hasta 1,0 puntos).
 - El pH de la disolución saturada. (Hasta 1,0 puntos).
- Se preparan 250 mL de disolución 1 M de ácido nítrico, HNO₃, a partir de un ácido nítrico comercial del 67 % en masa y densidad 1,40 g/mL.
 - Calcular la molaridad del ácido comercial y el volumen del mismo que se necesita para preparar los 250 mL de disolución de HNO₃ 1 M. (Hasta 1,0 puntos).
 - Describa como procedería para preparar la disolución de ácido nítrico y describa y dibuje el material que utilizaría. (Hasta 1,0 puntos).

4. Responda razonadamente a las siguientes cuestiones:
- Escriba la configuración electrónica, completa y ordenada, de los siguientes átomos o iones: Al, Na⁺ y O²⁻ (Hasta 1,2 puntos).
 - Deduzca cuáles de las especies anteriores son isoelectrónicas. (Hasta 0,4 puntos).
 - Indique cuál de ellos tiene electrones desapareados y qué valores pueden tener los números cuánticos del electrón más externo. (Hasta 0,4 puntos).
5. En función del tipo de enlace explicar por qué:
- El agua, H₂O, es líquida en condiciones normales y el H₂S es un gas. (Hasta 0,6 puntos).
 - El NaCl es sólido y el Cl₂ es un gas. (Hasta 0,7 puntos).
 - El KCl es soluble en agua y el gas metano, CH₄, es insoluble. (Hasta 0,7 puntos).

SOLUCIONES

BLOQUE A

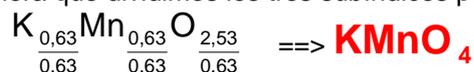
1. - Un compuesto químico tiene la siguiente composición centesimal: 24,74% de K ; 34,76% de Mn y 40,50% de O.
- Deduzca la fórmula empírica y nombre el compuesto.
 - Determine el estado de oxidación formal de cada elemento.

RESOLUCIÓN

Se parte de 100 g del compuesto, pues con esa cantidad sabemos que tenemos 24,74 g de potasio, 34,76 g de Manganeso y 40,50 g de Oxígeno y se determina el número de átomos-gramo de cada elemento hay en esos 100 g, para lo cual solamente tenemos que dividir las masas de cada elemento entre sus respectivos pesos atómicos:

$$\left. \begin{array}{l} \text{at - g de K} = \frac{24,74}{39,00} = 0,63 \\ \text{at - g de Mn} = \frac{34,76}{55,00} = 0,63 \\ \text{at - g de O} = \frac{40,50}{16,00} = 2,53 \end{array} \right\} \text{ por lo que la fórmula empírica es } \mathbf{K_{0,63} Mn_{0,63} O_{2,53}} \text{ Donde, para}$$

simplificarla, suponemos que del elemento que menos átomos gramo hay (K ó Mn) solamente hay UNO, de manera que dividimos los tres subíndices por el más pequeño de los tres (0,63) y así:



Los estados de oxidación de cada elemento son: $\overset{+1}{K} \overset{+7}{Mn} \overset{-2}{O}_4$: **K: +1 ; Mn: +7 ; O: -2**

2. - Calcule el pH de:

- 20 mL de una disolución de ácido acético, CH₃-COOH, de concentración 0,01 M. (Hasta 0,8 puntos)
- 5 mL de una disolución de NaOH de concentración 0,05 M. (Hasta 0,6 puntos)
- La mezcla de las dos disoluciones suponiendo que los volúmenes son aditivos. (Hasta 0,6 puntos)
Datos: constante Ka = 1,8 • 10⁻⁵

RESOLUCIÓN

A) En el equilibrio de disociación del ácido acético:

	H Ac	<==>	Ac ⁻ +	H ₃ O ⁺
Inicial	0,01		---	---
En el equilibrio	0,01 - x		x	x

llamamos "x" al número de moles/litro de ácido que se disocian, y es también el n^o de moles de H₃O⁺ (ó H⁺) y de iones Ac⁻ que se forman, de acuerdo con la estequiometría de la reacción. Dado que la constante de

disociación es muy pequeña, la cantidad de H Ac que queda al alcanzarse el equilibrio es prácticamente al misma que había al principio, pues $0,01 \gg x$, y por tanto podemos despreciar x y quedará: $(0,01 - x) \approx 0,01$

La expresión de la constante de disociación para el ácido acético es: $K_a = \frac{[H_3O^+][Ac^-]}{[HAc]}$

en la cual al sustituir todos los valores nos queda: $1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{x \cdot x}{(0,01 - x)} \Rightarrow 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{x \cdot x}{(0,01)}$

desde donde se despeja "x": $x = \sqrt{0,01 \cdot 1,8 \cdot 10^{-5}} = 4,24 \cdot 10^{-4}$

Las concentraciones de las especies en equilibrio son, por tanto: $[Ac^-] = [H_3O^+] = x = 4,24 \cdot 10^{-4}$

Y si el pH es: $pH = -\lg [H_3O^+] = -\lg 4,24 \cdot 10^{-4}$; **pH = 3,37**

B) En este caso se trata de una base fuerte, por lo que está completamente disociada:

	NaOH	<=>	Na ⁺ +	OH ⁻	
Inicial	0,05		---	---	pOH = -lg [OH ⁻]; pOH = -lg 0,05 pOH = 1,3; y como pH + pOH = 14
En equilibrio	---		0,05	0,05	pH = 14 - 1,3 = 12,7; pH = 12,7

C) Al mezclar ambas disoluciones reaccionarán el ácido acético y el hidróxido de sodio, de acuerdo con la reacción: $HAc + NaOH \rightleftharpoons NaAc + H_2O$ en la que vemos que cada mol de ácido reacciona con un mol de la base.

Las cantidades que tenemos de cada uno de los reactivos las calculamos partiendo de la expresión de la

Molaridad de una disolución $\left(M = \frac{N^{\circ} mol}{Litro} \right)$, y son:

$$HAc: 0,01 = \frac{N^{\circ} mol}{0,020}; n_{HAc} = 0,01 \cdot 0,020 = 2 \cdot 10^{-4} \text{ mol de H Ac}$$

$$NaOH: 0,05 = \frac{N^{\circ} mol}{0,005}; n_{NaOH} = 0,05 \cdot 0,005 = 2,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol de NaOH}$$

Teniendo en cuenta que la reacción entre ambos tiene lugar MOL a MOL, y tenemos $2 \cdot 10^{-4}$ mol de H A y $2,5 \cdot 10^{-4}$ mol de NaOH, **sobrarán:** $2,5 \cdot 10^{-4}$ mol de NaOH - $2 \cdot 10^{-4}$ mol de H A = **$0,5 \cdot 10^{-4}$ mol de NaOH**

Por otra parte, si los volúmenes son aditivos, el volumen final de la mezcla de ambas disoluciones será: $0,020 + 0,005 = \mathbf{0,025 \text{ Litros finales}}$, por lo que la concentración final del NaOH sobrante será:

$$NaOH: M = \frac{0,5 \cdot 10^{-4}}{0,025} = 2 \cdot 10^{-3} \text{ Molar en NaOH}$$

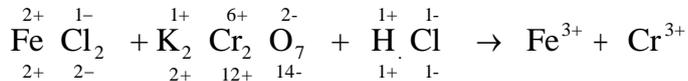
y el pH de la disolución resultante será el pH de esta disolución $2 \cdot 10^{-3}$ Molar de NaOH, que como en el caso anterior, al tratarse de una base fuerte, por lo que está completamente disociada:

	NaOH	<=>	Na ⁺ +	OH ⁻	
Inicial	0,002		---	---	pOH = -lg [OH ⁻]; pOH = -lg 0,002 pOH = 2,7; y como pH + pOH = 14
En equilibrio	---		0,002	0,002	pH = 14 - 2,7 = 11,3; pH = 11,3

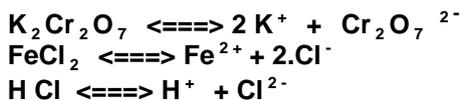
3. - Una disolución de cloruro de hierro(II), FeCl_2 , reacciona con 50 mL de una disolución de dicromato potásico, $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, de concentración 0,1 M. El catión hierro(II) se oxida a hierro (III) mientras que el anión dicromato, en medio ácido clorhídrico, se reduce a cromo(III).
- a. Escriba ajustadas las semirreacciones de oxidación y de reducción, la reacción iónica global y la reacción molecular. (Hasta 1,5 puntos).
- b. Calcule la masa de FeCl_2 que ha reaccionado. (Hasta 0,5 puntos).

RESOLUCIÓN

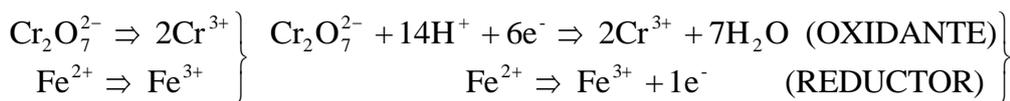
La reacción, con los números de oxidación de cada elemento es:



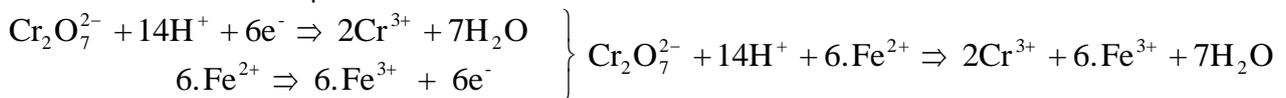
Donde, al disociar los diferentes reactivos y productos disociables (ácidos, bases y sales) , tenemos:



En este caso ya nos indican el estado de oxidación de los iones que quedan en los productos: Cr^{3+} y Fe^{3+} . Donde, como podemos comprobar, cambian su número de oxidación el Cr, que pasa desde Cr^{6+} a Cr^{3+} y el Fe, que pasa de Fe^{2+} a Fe^{3+} , y se escogen los iones en los cuales se encuentren, escribiendo las correspondientes semirreacciones y se ajustan, añadiendo H_2O para ajustar el oxígeno, H^+ para ajustar el Hidrógeno y electrones para ajustar las cargas, que dándonos:

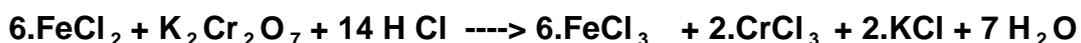


Para igualar el número de electrones ganados al de perdidos, debe multiplicarse la segunda semirreacción por 6, tras lo cual se suman ambas para obtener la reacción iónica total:



que es la reacción iónica que tiene lugar.

Para escribir la reacción total, se llevan estos coeficientes a la misma, y teniendo en cuenta que nos sobran iones cloruro, éstos estarán combinados con los iones Fe(III) y Cr(III) para dar los correspondientes cloruros, por lo que en esta reacción solamente hay que ajustar, si es necesario, el número de átomos de aquellos elementos que no intervienen en la reacción redox: Cl y K, teniendo en cuenta, además, que los 14 H^+ proceden del HCl, por lo que la reacción completa ajustada es:



- b) Para determinar la masa de FeCl_2 que ha reaccionado tenemos que tener en cuenta la estequiometría de la reacción, teniendo que determinar previamente la cantidad de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ que reacciona de la cual conocemos tanto su concentración como su volumen, y que es:

$$M = \frac{g_{\text{SOLUTO}}}{Pm_{\text{SOLUTO}} \cdot L_{\text{DSLCL}}} \Rightarrow 0,1 = \frac{g_{\text{SOLUTO}}}{294,05} \Rightarrow g_{\text{SOLUTO}} = 1,47 \text{ g de } \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$$

$6\text{FeCl}_2 +$	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 +$	14HCl	\rightarrow	$6\text{FeCl}_3 +$	$2\text{CrCl}_3 +$	$2\text{KCl} +$	$7\text{H}_2\text{O}$
6 mol = 6.127 g	1 mol = 294 g						
x	1,47 g						

$$x = \frac{6.127 \cdot 1,47}{294} = \mathbf{3,81 \text{ g de } \text{FeCl}_2 \text{ reaccionarán}}$$

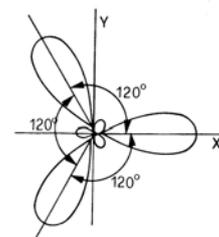
4. - Responda a las cuestiones siguientes:

- a. Escriba las fórmulas de los siguientes compuestos orgánicos: dimetiléter; ciclohexanol; acetato de metilo; propilamina. (Hasta 1,0 puntos).
- b. Explique por qué la molécula de eteno, C_2H_4 , es plana con ángulos de enlace de aproximadamente, 120 grados, mientras que la molécula de acetileno, C_2H_2 , es lineal. ¿En cuál de las dos moléculas anteriores la distancia entre los átomos de carbono debe ser menor? (Hasta 1,0 puntos).

RESOLUCIÓN

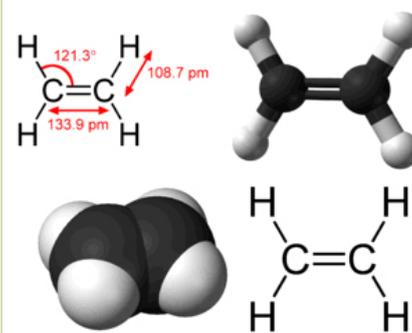


En el caso del etileno, los átomos de carbono sufren una hibridación sp^2 . En ella la hibridación de los cuatro orbitales de la 2ª capa no es completa ya que uno de los orbitales 2p queda sin hibridar. Es característico de los compuestos en los que el átomo de carbono se une mediante un doble enlace a otros átomos.

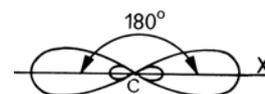


En estos casos, los tres orbitales híbridos sp^2 se sitúan en un mismo plano, dirigidos hacia los vértices de un triángulo equilátero en cuyo centro se encuentra el átomo de carbono, mientras que el orbital 2p sin hibridar es perpendicular a dicho plano.

Cuando se unen dos átomos de carbono por un doble enlace, como sucede en el caso del eteno o etileno, se forma una molécula plana en la que cada átomo de carbono se encuentra en el centro de su triángulo equilátero en dos de cuyos vértices se sitúan los átomos de Hidrógeno mientras que por el tercer vértice se une al otro átomo de carbono por medio de un enlace σ y también por un enlace π formado al solaparse las nubes electrónicas de los orbitales 2p no hibridados, las cuales se sitúan por encima y por debajo del plano que contiene a los átomos de carbono e hidrógeno.

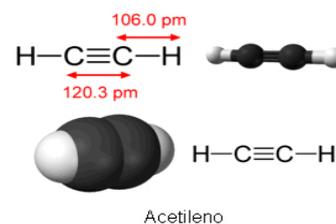


En el caso del acetileno o etino: C_2H_2 , se forman solamente dos orbitales híbridos sp , quedando otros dos orbitales 2p sin hibridar. Es característico de aquellos átomos de carbono que soportan un triple enlace.



En estos casos, los orbitales híbridos sp adoptan una disposición lineal con el átomo de carbono en medio y los otros dos orbitales 2p sin hibridar orientados perpendicularmente entre sí y a la dirección del híbrido.

El triple enlace se debe a la formación de un enlace σ entre un orbital híbrido de cada átomo de carbono y dos enlaces π , más débiles, debidos al solapamiento de los dos orbitales 2p de cada átomo que quedaron sin hibridar; estos enlaces π forman una nube electrónica que rodea al enlace σ .



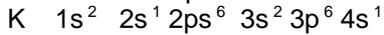
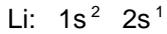
La longitud de enlace será menor en el caso del acetileno, ya que se trata de un enlace triple, ya que en ellos es mayor la contribución del orbital s (híbrido sp) que en el doble enlace (híbrido sp^2). Si tenemos en cuenta la estructura tetraédrica del átomo de C, en el doble enlace los tetraedros estarían unidos por una arista, mientras que en triple enlace, estarían unidos por una cara, por lo que los átomos de C estarán más cercanos.

5. - Responda razonadamente a las siguientes cuestiones:

- a. Defina el concepto de energía de ionización de un elemento. (Hasta 0,6 puntos).
- b. Justifique por qué la primera energía de ionización disminuye al bajar en un grupo de la tabla periódica. (Hasta 0,7 puntos).
- c. Ordene de mayor a menor la energía de ionización de los elementos cloro, argón y potasio. (Hasta 0,7 puntos).

RESOLUCIÓN

- A) La energía de ionización es la energía que hay que comunicarle a un átomo gaseoso, neutro y en estado fundamental para arrancarle el electrón más débilmente retenido
- B) Al descender en un grupo de la tabla periódica, los elementos tienen más capas electrónicas, como podemos ver si escribimos sus estructuras electrónicas, por ejemplo, en los Alcalinos

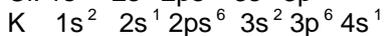
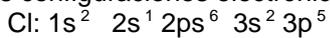


Al tener más capas el electrón más externo se encontrará más lejos del núcleo, por lo de acuerdo con la

Ley de Coulomb $F = K \frac{Q \cdot Q'}{d^2}$ la fuerza a aplicar será menor, pues inversamente proporcional al cuadrado de la distancia que separa el electrón (carga negativa) del núcleo, donde se concentra la carga positiva.

- C) El Argón es un gas noble que tiene completa su última capa, ($1s^2 2s^1 2p^6 3s^2 3p^6$) por lo que es muy difícil arrancarle electrones, de manera que será el que tenga la energía de ionización más alta.

Las configuraciones electrónicas de los otros dos elementos son:



nos indican claramente que el potasio tendrá una energía de ionización mucho menor que el cloro ya que su último electrón se encuentra en una capa más alta que en el caso del Cloro.

Por tanto, las energías de ionización ordenadas nos quedarán: **Ar > Cl > K**

Bloque B

- 1 - El mármol está constituido por CaCO_3 y cuando reacciona con ácido clorhídrico, HCl , se produce cloruro cálcico, CaCl_2 , dióxido de carbono, CO_2 , y agua, H_2O .
- Calcule la cantidad de mármol necesario para producir 10 L de CO_2 medidos a 10°C y 700 mmHg de presión, si la pureza del mismo es del 80 % en CaCO_3 . (Hasta 1,0 puntos).
 - Suponiendo que las impurezas del mármol son inertes al ácido clorhídrico, calcule el volumen de ácido de densidad $1,1 \text{ g/cm}^3$ y 20,39 % en masa que se necesitaría para que reaccione el carbonato cálcico calculado en el apartado anterior. (Hasta 1,0 puntos).

RESOLUCIÓN

La reacción que tiene lugar es: $\text{CaCO}_3 + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Para realizar los cálculos estequiométricos en esta reacción, vamos a calcular la cantidad de CO_2 desprendida, expresada en gramos (o moles), aplicándole la ecuación general de los gases ideales:

$$P \cdot V = \frac{g}{Pm} \cdot R \cdot T \quad \frac{700}{760} \cdot 10 = \frac{g}{44} \cdot 0,082 \cdot 283 ; g = 17,46 \text{ g de } \text{CO}_2 \text{ se obtienen}$$

Y con esta cantidad, podemos tener en cuenta ya la estequiometría de la reacción:

$\text{CaCO}_3 +$	2HCl	\rightarrow	$\text{Ca(OH)}_2 +$	$\text{CO}_2 +$	H_2O
1 mol = 100 g	2 mol = 73 g		1 mol = 111 g	1 mol = 44 g	1 mol = 18 g
X	Y			17,46 g	

de donde: $X = \frac{100 \cdot 17,46}{44} = 39,69 \text{ g de } \text{CaCO}_3 \text{ puro}$, pero como el mármol empleado tiene una pureza

del 80%, la cantidad de muestra necesaria será aquella en la cual haya esos 39,69 g de CaCO_3 puro:

$$\left. \begin{array}{l} 100 - - - 80 \\ X - - - 39,69 \end{array} \right\} X = \frac{39,69 \cdot 100}{80} = 49,61 \text{ g de mármol se necesitan}$$

Para calcular la cantidad de HCl necesaria, volvemos a tener en cuenta la estequiometría:

$$Y = \frac{73.17,46}{44} = 28,97 \text{ g de H Cl puro el cual hemos de tomar de una disolución del 20,39\% y } d=1,1$$

$$\left. \begin{array}{l} 100 - - - 20,39 \\ \text{g/mL.} \\ X - - 28,97 \end{array} \right\} X = \frac{28,97 \cdot 100}{20,39} = 142,08 \text{ g de la disolución de H Cl se necesitan, y por medio de la}$$

densidad, calculamos el volumen que ocupan: $d = \frac{m}{V}$; $1,1 = \frac{142,08}{V}$, de donde:

V = 129,17 mL de la disolución de H Cl se necesitan

2. El producto de solubilidad del hidróxido de plomo, Pb(OH)_2 es igual a $2,5 \cdot 10^{-13}$. Calcule:
 a. La solubilidad del hidróxido de plomo, expresada en g/L (Hasta 1,0 puntos).
 b. El pH de la disolución saturada. (Hasta 1,0 puntos).

RESOLUCIÓN

La estequiometría de la disolución y posterior disociación del hidróxido de plomo(II) es:

	$\text{Pb(OH)}_2 \text{ sÓL}$	\rightleftharpoons	$\text{Pb(OH)}_2 \text{ aq}$	\rightleftharpoons	$\text{Pb}^{2+} +$	2 (OH)^-
Inicial	A		C		---	---
En equil.	A		C		s	2.s

Siendo "s" la solubilidad: N° de mol/L de Pb(OH)_2 disueltos y disociados

Donde el primer equilibrio, entre la fase sólida y la disuelta sin disociar no influye ya que mientras exista fase sólida, permanecerá constante la concentración de Pb(OH)_2 disuelto sin disociar.

La expresión de la constante del producto de solubilidad es: $Kps = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2$

$$\text{Al sustituir: } 2,5 \cdot 10^{-13} = s \cdot (2 \cdot s)^2; 2,5 \cdot 10^{-13} = 4 \cdot s^3 \Rightarrow s = \sqrt[3]{\frac{2,5 \cdot 10^{-13}}{4}};$$

$$S = 3,97 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L} \Rightarrow 3,97 \cdot 10^{-5} \cdot 241 = \mathbf{9,56 \cdot 10^{-3} \text{ g/L}}$$

Para determinar el pH, hemos de calcular previamente el pOH: $\text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-]$

La concentración de OH^- es: $[\text{OH}^-] = 2 \cdot s = 2 \cdot 3,97 \cdot 10^{-5} = 7,93 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$

$$\text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-] = -\lg 7,93 \cdot 10^{-5}; \text{pOH} = 4,10; \text{pH} = 14 - 4,10; \mathbf{\text{pH} = 9,90}$$

3. Se preparan 250 mL de disolución 1 M de ácido nítrico, HNO_3 , a partir de un ácido nítrico comercial del 67 % en masa y densidad 1,40 g/mL.
 a. Calcular la molaridad del ácido comercial y el volumen del mismo que se necesita para preparar los 250 mL de disolución de HNO_3 1 M. (Hasta 1,0 puntos).
 b. Describa como procedería para preparar la disolución de ácido nítrico y describa y dibuje el material que utilizaría. (Hasta 1,0 puntos)

RESOLUCIÓN

- A) Haciendo un balance de materia, hemos de tener en cuenta que todo el HNO_3 existente en la disolución a preparar hemos de tomarlo del reactivo comercial de que se dispone, añadiéndole la cantidad de agua que sea necesaria.

Por ello, vamos a determinar la cantidad de HNO_3 puro necesario para preparar 250 cm^3 de la disolución 1 Molar utilizando la expresión que nos define la Molaridad, en la cual conocemos la Molaridad (1) el volumen a preparar (250 ml) y la masa molecular del soluto HNO_3 (63) y así:

$$M = \frac{g_{\text{SOLUTO}}}{Pm_{\text{SOLUTO}} \cdot V_{\text{DISOLUC}}}; \quad 1 = \frac{g_{\text{SOLUTO}}}{63 \cdot 0,25}; \quad g_{\text{SOLUTO PURO}} = \mathbf{15,75 \text{ g de HNO}_3 \text{ puro}}$$

y estos 15,75 g del ácido nítrico puro hemos de tomarlos del reactivo comercial del que se dispone: del 67% en peso y $d = 1,40 \text{ Kg/L} = 1,40 \text{ g/ml}$

Se determina primero la masa del reactivo comercial teniendo en cuenta que tiene un 67% de riqueza:

$$67 = \frac{15,75 \cdot 100}{g_{\text{REACTIVO}}}; \quad g_{\text{REACTIVO}} = \frac{15,75 \cdot 100}{67}; \quad g_{\text{reactivo comercial}} = \mathbf{23,51 \text{ g de HNO}_3 \text{ comercial}}$$

y con la densidad del reactivo comercial, se calcula el volumen del mismo que se necesita:

$$d = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}}; \quad 1,4 = \frac{23,51}{V}; \quad V = \frac{23,51}{1,4};$$

V = 16,79 mL de HNO_3 comercial se necesitan

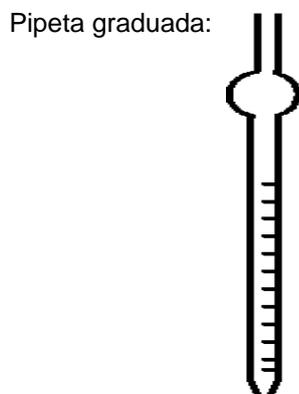
SOLUTO	DISOLVENTE	DISOLUCIÓN	
15,75 +	7,76 =	23,51	gramos
----		16,79	mililitros

La Molaridad de este ácido comercial podemos calcularla a partir de estos datos que tenemos sin más que

aplicar la expresión que nos la da: $M = \frac{g_{\text{SOLUTO}}}{Pm_{\text{SOLUTO}} \cdot V_{\text{DISOLUC}}}; \quad M = \frac{15,75}{63 \cdot 0,01679}; \quad \mathbf{M = 16,79 \text{ Molar}}$

- B)** Para preparar esta disolución, se tomarían los 16,79 ml del reactivo comercial mediante una pipeta graduada de 25 ml provista de una pera de absorción (deberían tomarse 16,8 ml, pues las pipetas de uso común no tienen tanta precisión) y se trasvasan a un matraz aforado de 250 ml, añadiéndole unos 100 ó 150 ml de agua destilada, agitando para homogeneizar la disolución, enrasando a continuación con más agua destilada

Se utilizaría una pipeta de 25 ml graduada y un matraz aforado de 250 ml; la pera de absorción es necesaria ya que el ácido nítrico del 67% es muy corrosivo y no debe aspirarse directamente con la pipeta desde la botella.:



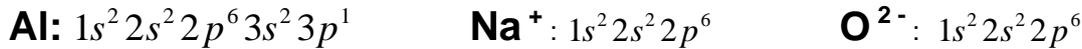
4. Responda razonadamente a las siguientes cuestiones:

- a. Escriba la configuración electrónica, completa y ordenada, de los siguientes átomos o iones:
Al, Na^+ y O^{2-} (Hasta 1,2 puntos).

- b. Deduzca cuáles de las especies anteriores son isoelectrónicas. (Hasta 0,4 puntos).
c. Indique cuál de ellos tiene electrones desapareados y qué valores pueden tener los números cuánticos del electrón más externo. (Hasta 0,4 puntos).

RESOLUCIÓN

Las configuraciones electrónicas son:



De ellas, son isoelectrónicas aquellas que tienen el mismo número de electrones: Na^+ y O^{2-} .

Solamente tiene electrones desapareados el $\text{Al: } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$, que es el $3p^1$ el cual es a la vez su electrón más externo y sus números cuánticos corresponderán a: $3, 1, -1, -\frac{1}{2}$

5. En función del tipo de enlace explicar por qué:

- a. El agua, H_2O , es líquida en condiciones normales y el H_2S es un gas. (Hasta 0,6 puntos).
b. El NaCl es sólido y el Cl_2 es un gas. (Hasta 0,7 puntos). -
c. El KCl es soluble en agua y el gas metano, CH_4 , es insoluble. (Hasta 0,7 puntos).

RESOLUCIÓN

- A) Tanto en el H_2O como el H_2S los enlaces entre los átomos que componen la molécula son COVALENTES, por lo que cabría esperar que el agua, al ser más ligera (18 frente a 34) fuera también gaseosa. Pero en el caso del agua, los enlaces H - O están muy polarizados lo cual hace que las moléculas de agua se unan unas a otras mediante enlaces intermoleculares por puente de hidrógeno, lo cual no sucede en el caso del H_2S . Por tanto el enlace responsable del estado líquido del agua es el enlace intermolecular por puente de Hidrógeno.
- B) En el caso del cloruro de sodio se combinan un elemento con alta electronegatividad (Cloro) con otro de baja electronegatividad (Sodio), ganando un electrón el primero y originando un ion cloruro: Cl^- mientras que el segundo lo pierde y se convierte en el catión sodio: Na^+ , formándose por tanto un compuesto iónico, el cual es un sólido.
En el caso del Cl_2 , se unen dos átomos de un mismo elemento con electronegatividad alta, los cuales compartirán un par de electrones para formar la molécula de Cl_2 ; el enlace en ella es covalente puro, por lo que su estado es gas.
- C) En el caso del cloruro de potasio se combinan un elemento con alta electronegatividad (Cloro) con otro de baja electronegatividad (Potasio), ganando un electrón el primero y originando un ion cloruro: Cl^- mientras que el segundo lo pierde y se convierte en el catión sodio: Na^+ , formándose por tanto un compuesto iónico, y como tal es soluble en agua y demás disolventes polares.
En el caso del CH_4 , se unen los átomos de H al carbono mediante enlaces covalentes, dando lugar a una molécula apolar, y como tal, insoluble en agua