	UNIVERSIDAD POLITÉCNICA DE MADRID PRUEBA DE ACCESO PARA MAYORES DE 25 AÑOS QUÍMICA	MODELO
--	--	---------------

INSTRUCCIONES GENERALES

Instrucciones: La prueba consta de dos opciones (A y B). El alumno deberá **elegir una de las dos**.

El alumno resolverá cinco de las seis cuestiones y un problema de los planteados

Puntuación: Cada cuestión se valorará en 1,5 puntos y el problema sobre un máximo de 2,5 puntos

Tiempo: 1 hora y 30 minutos.

OPCIÓN A

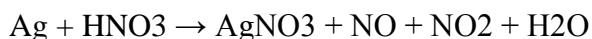
CUESTIONES

1.- ¿Cuál es la configuración electrónica del nitrógeno ($Z=7$)?, ¿cuántos electrones desapareados tiene?, ¿será diamagnético o paramagnético?, ¿cuál será su valencia?

2.- De las siguientes sustancias C (diamante), NaCl (sal común), Fe, e I₂, indique cuál es el tipo de enlace que constituye la estructura del sólido, cuales serán solubles en agua, cuál será el más duro, cuál o cuales conducirán la corriente eléctrica en estado sólido o fundidos.

3.- Una cierta cantidad de gas está contenida en un recipiente a -10°C y presión de 750 mm de Hg. Si el gas se calienta a 35°C , calcular la nueva presión en atmósferas si se supone que no cambia el volumen del recipiente.

4.- La Ag se disuelve según la reacción:



Ajústese ésta por el método del ión-electrón. Indique quien es el oxidante y el reductor, quién se oxida y quién se reduce y en qué sentido se producirá el flujo electrónico en el proceso redox.

5.- A temperatura ambiente, los calores de formación del CO₂ (g) y del H₂O (l) son, respectivamente, 94,05 y 68,32 Kcal/mol. El calor de combustión del metano, CH₄, es 212,8 Kcal/mol. Calcular el calor de formación del metano.

6.- Los productos de solubilidad del AgCl y del AgBr son respectivamente $1,79 \times 10^{-10}$ y $7,7 \times 10^{-13}$ mol²/l. Se tiene una disolución de Cl⁻ y Br⁻, ambos 0.1M, a la que se agrega una disolución de AgNO₃. ¿Qué anión precipitará primero?, ¿Qué concentración quedará de éste cuando empiece a precipitar el segundo de los aniones como sal de plata?

PROBLEMAS

- 1.- A través de 1 litro de una disolución 1 M de AgNO_3 pasa una corriente de 1,5 amperios, ¿cuánto tiempo tardarán en depositarse 10 g de plata en el correspondiente electrodo?, ¿cuál será éste el cátodo o el ánodo y cuál es su polaridad? (Pat. $\text{Ag} = 107,7 \text{ g/mol}$, $e^- = 1,6 \times 10^{-19} \text{ Culomb.}$, $N_A = 6,023 \times 10^{23}$).
- 2.- El ácido clorhídrico HCl es un ácido fuerte, mientras que el ácido acético es un ácido débil cuya constante de acidez tiene un valor de $1,8 \times 10^{-5}$. Calcúlese el pH de una disolución de 0,1 M de cada uno de los dos ácidos.

OPCIÓN B

CUESTIONES

- 1.- Escriba la configuración electrónica del flúor ($Z = 9$). ¿Cuántos electrones desapareados tiene? ¿Cuáles serán sus propiedades magnéticas?
- 2.- Se tiene He a presión y a temperaturas normales (273 K y 1 atmósfera de presión), si duplicamos la presión ¿qué ocurrirá con su volumen?
- 3.- Defina brevemente los siguientes conceptos: mol, átomogrammo, nº de Avogadro.
- 4.- Ajuste la siguiente reacción química $\text{Cu} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 5.- Aclare lo que significa el calor de formación de una sustancia.
- 6.- De las siguientes sustancias: Fe, Hg, KCl, Br_2 , C (grafito), ¿Qué tipo de enlace existirá en sus sólidos correspondientes?

PROBLEMAS

- 1.- Calcular el pH y el pOH de una disolución 10^{-3} M de HCl .
- 2.- Se tiene una disolución 0,1 M de Fe^{+2} y Zn^{+2} a la que se añade una disolución muy diluida de ión S^- , considerando que los K_{ps} del FeS y del ZnS son respectivamente $1 \cdot 10^{-19}$ y $4,5 \cdot 10^{-24}$. ¿Se podrán separar estos dos metales por precipitación selectiva? ¿Cuál de los dos precipitaría primero?

QUÍMICA

CRITERIOS DE CORRECCIÓN

La valoración máxima será de 2,5 puntos para el problema y 1,5 puntos para cada cuestión, valorándose los siguientes aspectos:

- Conocimiento de los principios básicos y modelos teóricos de la Química, así como su formulación y nomenclatura.
- Claridad de expresión y capacidad de síntesis en el desarrollo de los temas. Aplicación de los modelos teóricos a la resolución de problemas numéricos y uso correcto de las unidades.

QUÍMICA

PROGRAMA

1. CONCEPTOS ELEMENTALES

Transformaciones físicas y químicas. Leyes ponderales. Masas atómicas y moleculares. Número de Avogadro. Mol. Fórmulas empírica y molecular. Formulación y nomenclatura de compuestos inorgánicos. Ecuaciones químicas. Cálculos estequiométricos.

2. ESTRUCTURA ATÓMICA Y CLASIFICACIÓN PERIÓDICA

Partículas elementales (protón, electrón y neutrón). Modelo atómico de Bohr. Modelo mecano-cuántico. Números cuánticos. Orbitales atómicos. Configuraciones electrónicas de los átomos: principio de exclusión, principio de máxima multiplicidad. La tabla periódica. Propiedades periódicas.

3. ENLACE QUÍMICO

Enlace iónico. Estructura de los compuestos iónicos. Energía reticular. Ciclo de Born-Haber. Propiedades de los compuestos iónicos. Enlace covalente. Estructuras de Lewis. Geometría de las moléculas. Polaridad de enlaces y moléculas. Teoría del enlace de valencia. Hibridación de orbitales atómicos. Propiedades de las sustancias covalentes. Enlace metálico. Propiedades de los metales. Fuerzas intermoleculares.

4. DISOLUCIONES

Concepto y tipos de disoluciones. Concentración de las disoluciones. Propiedades coligativas de las disoluciones. Disoluciones de electrolitos.

5. TERMOQUÍMICA

Sistemas y variables termodinámicas. Primer principio de la termodinámica. Concepto de entalpía. Ley de Hess. Entalpías de formación y reacción. Segundo principio de la termodinámica. Concepto de entropía. Energía libre y espontaneidad de una reacción.

6. CINÉTICA Y EQUILIBRIO QUÍMICO

Velocidad de reacción. Orden de reacción. Energía de activación. Ecuación de Arrhenius. Factores que influyen en la velocidad de reacción. Catalizadores. Concepto de equilibrio químico. Equilibrios homogéneos. Constantes de equilibrio (K_c y K_p). Modificaciones del estado de equilibrio: principio de Le Chatelier. Equilibrios heterogéneos.

7. REACCIONES ÁCIDO-BASE

Teoría de Arrhenius. Teoría de Brønsted-Lowry. Ácidos y bases fuertes y débiles. Fuerza relativa de los ácidos y de las bases. Constantes y grado de disociación de ácidos y bases. Teoría ácido-base de Lewis. Producto iónico del agua. Conceptos de pH y pOH . Indicadores. Disolución de sales en agua: hidrólisis. Volumetrías ácido-base.

8. REACCIONES DE TRANSFERENCIA DE ELECTRONES

Conceptos de oxidación, reducción, oxidante y reductor. Número de oxidación. Ajuste de reacciones por el método del ión-electrón. Equilibrio en reacciones reox. Células galvánicas. Potenciales normales de reducción. Ecuación de Nernst. Espontaneidad de los procesos reox. Procesos electrolíticos. Leyes de Faraday.

9. SOLUBILIDAD Y PRECIPITACIÓN

Solubilidad de compuestos iónicos. Producto de solubilidad. Efecto de ión común. Disolución de precipitados.

10. INTRODUCCIÓN A LA QUÍMICA ORGÁNICA

Características de los enlaces de carbono. Grupos funcionales: hidrocarburos, derivados halogenados, funciones oxigenadas y funciones nitrogenadas. Formulación y nomenclatura de los compuestos orgánicos. Isomería. Principales tipos de reacciones orgánicas: sustitución, adición, eliminación y transposición.

BIBLIOGRAFÍA

El nivel exigido corresponde a los libros de texto de Química del 2º de Bachillerato Logse y del extinguido COU.

Bibliografía complementaria: Chang, R – Química (6ª ed) – Mc Graw-Hill 1999 – Petrucci, R.H. – Harwood, W.S. – Química general. Principios y aplicaciones modernas (7ª ed) – Ed Prentice Hall 1999
