

REFUERZO

QUÍMICA – 1º de BACHILLERATO

TEMA 1. ESTRUCTURA DE LA MATERIA: EL ÁTOMO Y EL SISTEMA PERIÓDICO.

Número atómico y número másico. Números cuánticos. Niveles energéticos y distribución electrónica: Principio de Exclusión de Pauli, Principio de Construcción, Regla de Madelung, Regla de máxima multiplicidad o regla de Hund. Diagrama de Orbital atómico. Sistema y Propiedades periódicas de los elementos: Tamaño, Energía o Potencial de ionización, Afinidad electrónica, Electronegatividad.

1. Escriba la configuración electrónica de las especies cuyo valor de Z es 13, 16, 19, 22 y deduzca el grupo y periodo al que pertenecen.
2. Escriba la notación cuántica de $4p_z$, $3s$, $3p_x$, $2p_y$, $3d^2$, $1s$.
3. Clasifique según su EI: F, Na, Cs, He
4. Represente mediante un diagrama de orbital el átomo de oxígeno ($z = 8$), indicando su estado fundamental, excitado e ionizado.
6. Explique si es posible una notación $(3, 1, -1)$ y otra $(3, 1, 1, -1/2)$. Así como una distribución electrónica del tipo $1s^2 2s^2 p^7 3s^0$.
7. Un elemento tiene un electrón diferenciador $(3, 2, -1, \frac{1}{2})$. ¿A qué grupo y periodo pertenece? ¿Tiene más o menos energía de ionización que el potasio, elemento éste que posee 19 protones en su núcleo?

TEMA 2. UNIONES ENTRE ÁTOMOS: EL ENLACE QUÍMICO.

Diagramas de puntos de Lewis. Geometría y polaridad de moléculas covalentes sencillas: TRPECV. Fuerzas intermoleculares. Propiedades de los compuestos covalentes: conductividad y solubilidad. Enlace iónico o electrovalente: Energía Reticular. Propiedades de los compuestos iónicos: conductividad y solubilidad. Enlace metálico: Propiedades: conductividad y solubilidad.

1. Formule e identifique el tipo de enlace de las siguientes especies: cloro molecular, yoduro de sodio, óxido de calcio, hidrógeno molecular, ácido clorhídrico, sulfuro de hidrógeno, aluminio, diamante, agua, nitrato de plata, cobre.
2. Señale 2 propiedades de cada una de las especies anteriores.
3. Establezca el diagrama de puntos de las especies: oxígeno molecular, nitrógeno, dióxido de carbono, ion nitrato, agua, amoníaco.
4. Explique quién presentará mayor punto de ebullición en función de su estructura y fuerzas intermoleculares: el agua o el bromo molecular.
5. Estudie la forma geométrica por la Teoría de Repulsión de los Pares de Electrones de la Capa de Valencia, TRPECV, e indique el tipo de fuerzas presentes en las especies: H_2O , NH_3 , CF_4 , BH_3 , SF_2 , XeF_4 , BeH_2 , PF_5 , PH_3 , CH_4 , XeF_2 .
6. Razone qué especie resultará más soluble en un disolvente polar según su energía reticular: el cloruro de sodio o el fluoruro de sodio.

TEMA 3. ASPECTOS CUANTITATIVOS DE LA QUÍMICA.

Determinación de la masa molar. Concepto de mol. Número de Avogadro. Volumen molar normal de un gas. Leyes de los gases. Determinación de Fórmulas empíricas y moleculares. Tipos de reacciones químicas. Cálculos estequiométricos. Rendimiento. Procesos con reactivo limitante. Disoluciones.

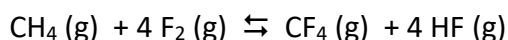
1. En el análisis de un compuesto de 303 g/mol se detecta un 6'94% de H, un 4'62% de N, un 21'12% de O y el resto de carbono. ¿Cuál es su fórmula molecular? ¿Cuántos átomos hay en 2 g de dicho compuesto? Datos: C:12, O:16, H:1, N:14
2. Una sustancia contiene un 63'1 % de C, un 8'7% de H y el resto de oxígeno. A una temperatura de 250°C y 750 mm de Hg, 1'65 g de la misma en forma de vapor ocupa 629 mL. Calcular:
 - a) Su fórmula molecular
 - b) Los átomos presentes
 - c) La masa de una de sus moléculas expresada en gramosDatos: C:12, O:16, H:1
3. Escribir, completar y ajustar los siguientes procesos:
 - a) Síntesis industrial del amoníaco.
 - b) Reacción de combustión del carbón
 - c) Reacción de formación del agua
 - d) Combustión del butano
 - e) Combustión parcial del metano
 - f) Reacción de descomposición del agua
 - g) Reacción de neutralización sulfúrico + sosa
4. Al quemar 34 g de gas butano ¿Cuántos litros de aire se necesitan si éste contiene un 21 % en volumen de oxígeno? ¿Cuántos litros de gas se liberan? C:12, O:16, H:1
5. Se queman 200 g de metano con 150 g de oxígeno. ¿Cuántos gramos y de qué especie sobran? ¿Cuántos litros de dióxido de carbono gaseoso se obtienen? C:12, O:16, H:1
6. Si combino 1 mol de hidrógeno con un mol de oxígeno para formar agua. ¿Cuántos moles y de qué especie sobran? ¿Cuántos moles de agua se formarían?
7. Se mezclan 33 mL de ácido nítrico de concentración 0'45 M con 70 mL de ácido clorhídrico 0'55 M, ¿cuál es la concentración final de cada ion en la mezcla?

TEMA 4. TRANSFORMACIONES ENERGÉTICAS Y ESPONTANEIDAD.

Entalpía: expresiones. Entalpía de reacción, formación, combustión y de enlace. Ley de Hess: aplicaciones. Entropía. Espontaneidad.

1. Determine la entalpía de formación del ácido fórmico (metanoico) si las entalpías de formación del agua y del dióxido de carbono son -286 y -405 KJ. mol⁻¹ respectivamente y si se conoce que en la combustión de un mol del ácido se desprenden 276 KJ.

2. Determine la entalpía de la reacción:



Energía o entalpía de enlace en KJ. mol ⁻¹			
H - H	436	H - F	567
C - H	414	F - F	151
C - F	485	C - C	347

3. Determinar el valor la entalpía de formación del etano sabiendo que la entalpía de formación del dióxido de carbono y del agua son, respectivamente -94 y -68 KJ/mol, así como la entalpía de combustión del etano que es -1200 KJ/mol.

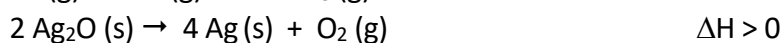
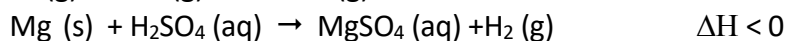
4. Calcule, mediante la ley de Hess, el calor de formación del acetileno o etino.

$$\Delta H^\circ_f (\text{agua, l}^\text{íq}) = -285'8 \text{ KJ/mol}$$

$$\Delta H^\circ_f (\text{Anh. Carbónico, gas}) = -393'13 \text{ KJ/mol}$$

$$\Delta H^\circ_c (\text{acetileno}) = -1300 \text{ KJ/mol}$$

5. Explique, razonadamente, si las siguientes reacciones serán siempre espontáneas, si no lo serán nunca, o si su espontaneidad depende de la temperatura, y en este último caso, cómo es esa dependencia:



TEMA 5. ASPECTOS CINÉTICOS Y DE EQUILIBRIO.

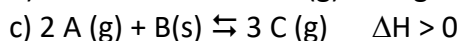
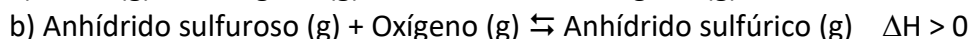
Concepto de velocidad de reacción. Expresiones de la velocidad media. Ley diferencial de la velocidad. Orden de reacción. Energía de activación y diagramas. Factores que intervienen en la velocidad de una reacción química. Reacciones químicas en equilibrio: Constantes de equilibrio. Factores que alteran un equilibrio: Principio de Le Chatelier – Braun.

1. Escriba, tomando como referencia la reacción de síntesis industrial del amoníaco, las expresiones de la velocidad de desaparición de hidrógeno y de nitrógeno, así como la de aparición del amoníaco. ¿Qué relación hay entre la velocidad de desaparición de nitrógeno y la de aparición de amoníaco?
2. Para la reacción: $A + B \rightarrow \text{Productos}$, se observa que al triplicar la concentración de A manteniendo la de B, la velocidad se duplica en tanto que, si se duplica la de b manteniendo la de A, la velocidad se cuadruplica. Razone la ley diferencial, orden y unidades de la constante de velocidad.
3. En una reacción: $A + B \rightarrow C$, se han obtenido los siguientes datos:

[A]	[B]	velocidad
0'01	0'01	$2'2 \cdot 10^{-4}$
0'02	0'01	$4'4 \cdot 10^{-4}$
0'02	0'02	$17'6 \cdot 10^{-4}$

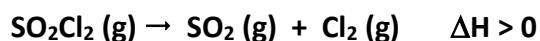
Determinar su ecuación de velocidad, orden, valor y unidades de la constante de velocidad o velocidad específica.

4. Ajuste las siguientes reacciones:



Escriba en cada caso la expresión de la constante de equilibrio y razone como influye en cada equilibrio, una compresión, un enfriamiento y un aumento en la concentración del producto.

5. A cierta temperatura, el SO_2Cl_2 se descompone según:



Un estudio experimental de la velocidad arrojó los siguientes datos:

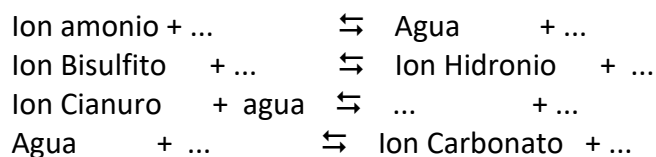
$[\text{SO}_2\text{Cl}_2]$	velocidad
0'10	$2'2 \cdot 10^{-6}$
0'20	$4'4 \cdot 10^{-6}$
0'30	$6'6 \cdot 10^{-6}$

- Determinar su ecuación de velocidad.
 - Hallar el valor de su constante de velocidad y unidades.
 - Representar su diagrama entálpico en presencia de un inhibidor.
6. Una mezcla gaseosa constituida inicialmente por 7'94 moles de hidrógeno y 5'30 moles de vapor de yodo se calientan a 450°C con lo que se forman 9'52 moles de yoduro de hidrógeno. Deducir la constante de este equilibrio.
7. Para efectuar la reacción: $\text{A} (\text{g}) + 3 \text{B} (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{C} (\text{g})$, se han introducido 4 moles de A y 8 moles de B en un matraz vacío de un litro obteniéndose 4 moles de C. ¿Cuánto vale la constante de este equilibrio?

TEMA 6. REACCIONES DE TRANSFERENCIA.

Cuadro comparativo de las teorías ácido – base. Fuerza relativa. Medida de la acidez y basicidad. Estudio cualitativo de la hidrólisis de sales. Cálculos de pH. Volumetrías de neutralización.

1. Defina el concepto de ácido y de base según Brönsted-Lowry. De acuerdo con esta teoría, complete los siguientes equilibrios señalando los correspondientes pares ácido – base conjugados:



2. ¿Cuál es la $[\text{H}^+]$ y la $[\text{OH}^-]$ en disoluciones de pH 4'00 y 7'40 respectivamente?

3. Deducir el pH resultante:
- a) Al mezclar 10 ml de HCl 0'1 M con 50 ml de ácido perclórico 0'2 M
 - b) Al mezclar 50 ml de potasa 0'02 M con 50 ml de HCl 0'2 M
 - c) Al mezclar 60 ml de potasa 0'05 M con 22 ml de sosa 0'07 M
4. En un recipiente hay 50 mL de ácido clorhídrico en disolución de pH = 2'00 y en otro, 100 mL de hidróxido sódico cuyo pH es 11'00. Al mezclar ambas disoluciones, ¿qué valor de pH cabe esperar?
5. Deduzca el carácter ácido-base en disoluciones acuosas de las siguientes especies: bromuro potásico, nitrato de amonio, hipoclorito de sodio, nitrato sódico y cianuro de sodio.
6. Si se tiene una disolución de ácido acético 0'02 M cuya K_a es $1'75 \cdot 10^{-5}$:
- a) ¿Cuál es la concentración de iones acetato?
 - b) ¿En qué tanto por ciento se encuentra disociado?
 - c) ¿Cuál es su valor de pH?
7. Se necesitan 16'75 mL de una disolución 0'15 M de HCl para neutralizar 20'45 mL de una disolución de sosa. ¿Cuál es la concentración molar de la sosa o hidróxido de sodio? ¿Y su valor de pH?
8. Ajustar por el método del ion-electrón las siguientes reacciones señalando el agente oxidante y reductor en cada caso:

