

REFUERZO

QUÍMICA – 1º de BACHILLERATO

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

Número atómico y número másico. Isótopos e iones. 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?
8. Escriba la notación cuántica del electrón diferenciador del segundo metal alcalino, del segundo halógeno, del primer anfígeno y del tercer elemento de transición.

TEMA 2. UNIONES ENTRE ÁTOMOS: EL ENLACE QUÍMICO.

Diagramas de puntos de Lewis. Clases de enlace covalente. 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 del oxígeno molecular, nitrógeno y razone qué especie es más reactiva.
4. Explique quién presentará mayor punto de ebullición: 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 y la polaridad de las siguientes moléculas covalentes: H_2O , NH_3 , CF_4 , BH_3 , SF_2 , XeF_4 , BeH_2 , PF_5 , PH_3 , CH_4 , XeF_2 .
6. Razone el orden de punto de ebullición: a) Metano, metanol, b) Trifloruro de boro, fluoruro de hidrógeno, c) Propano, ácido acético, d) dicloro, flúor.
7. Razone qué especie resultará más soluble en un disolvente polar: 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. Relaciones estequiométricas de masa y/o volumen en las reacciones químicas: Cálculos estequiométricos. Rendimiento. Procesos con reactivo limitante. Tipos de entalpías: Ley de Hess. Formas de concentración en las disoluciones químicas.

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 gramos

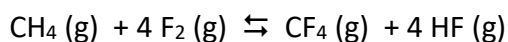
Datos: C:12, O:16, H:1

3. Escribir, completar y ajustar los siguientes procesos:
- Síntesis industrial del amoníaco.
 - Reacción de combustión del carbón
 - Reacción de formación del agua
 - Combustión del butano
 - Combustión parcial del metano
 - Reacción de descomposición del agua
 - 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 litros de dióxido de carbono gaseoso se obtienen? C:12, O:16, H:1
6. 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.
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?

TEMA 4. TRANSFORMACIONES ENERGÉTICAS Y ESPONTANEIDAD.

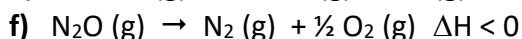
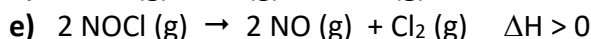
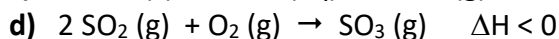
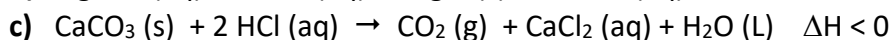
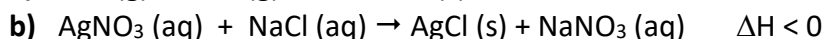
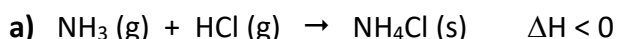
Entalpía: expresiones. Entalpía de reacción, formación, combustión y de enlace. Ley de Hess: aplicaciones. Entropía. Espontaneidad.

- 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.
- 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. Indicar el signo de ΔS y la espontaneidad en cada caso:



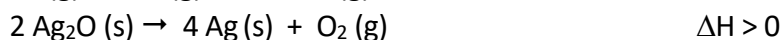
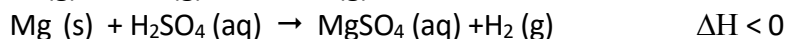
4. Calcule, mediante la ley de Hess, el calor de formación del acetileno o etino.

$$\Delta H^\circ_f (\text{agua, l\u00edq}) = - 285'8 \text{ KJ /mol}$$

$$\Delta H^\circ_f (\text{Anh. Carb\u00f3nico, gas}) = - 393'13 \text{ KJ /mol}$$

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

5. Explique, razonadamente, si las siguientes reacciones ser\u00e1n siempre espont\u00e1neas, si no lo ser\u00e1n nunca, o si su espontaneidad depende de la temperatura, y en este \u00faltimo caso, c\u00f3mo es esa dependencia:



TEMA 5. ASPECTOS CIN\u00c9TICOS Y DE EQUILIBRIO.

Concepto de velocidad de reacci\u00f3n. Expresiones de la velocidad media. Ley diferencial de la velocidad. Orden de reacci\u00f3n. Energ\u00eda de activaci\u00f3n y diagramas. Factores que intervienen en la velocidad de una reacci\u00f3n qu\u00edmica. Reacciones qu\u00edmicas en equilibrio: Constantes de equilibrio. Factores que alteran un equilibrio: Principio de Le Chatelier – Braun.

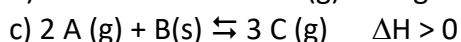
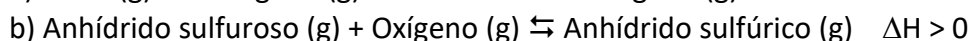
1. Escriba, tomando como referencia la reacci\u00f3n de s\u00edntesis industrial del amon\u00edaco, las expresiones de la velocidad de desaparici\u00f3n de hidr\u00f3geno y de nitr\u00f3geno, as\u00ed como la de aparici\u00f3n del amon\u00edaco. \u00bfQu\u00e9 relaci\u00f3n hay entre la velocidad de desaparici\u00f3n de nitr\u00f3geno y la de aparici\u00f3n de amon\u00edaco?
2. Para la reacci\u00f3n: $\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{Productos}$, se observa que al triplicar la concentraci\u00f3n 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	$17'6 \cdot 10^{-4}$

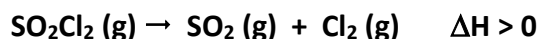
Determinar su ecuación de velocidad, orden, valor y unidades de la constante de velocidad o velocidad específica.

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:

$[SO_2Cl_2]$	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 calienta 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: $A (g) + 3 B (g) \rightleftharpoons 2 C (g)$, 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?