

TALLER DE PLAN DE MEJORAMIENTO ANUAL.

Periodo	Grupo	10°	Area	Química.
Alumno(a)				
Maestro:	Juan Carlos Maturana Sánchez.			
Indicadores de Desempeño:	<p>SABER:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Diferencia las geometrías e hibridaciones que pueden presentar los compuestos caracterizando así la estructura molecular de las sustancias. 2. Aplica la composición porcentual de los elementos en un compuesto para la determinación de la fórmula empírica y molecular, comprendiendo el trabajo de un laboratorio a nivel industrial. 3. Aplica los conceptos básicos de la estequiometría para la comprensión de los cálculos obtenidos en una reacción química y su importancia en los procesos industriales. 4. Aplica los contenidos conceptuales de una solución y su concentración química en las valoraciones REDOX y de Neutralización valorando su papel en la calidad de vida de las personas. <p>HACER:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Construye la geometría molecular para un compuesto comprendiendo la estructura microscópica de la materia que está a mi alrededor. 2. Demuestra a través de la experimentación con reacciones químicas la relación de los cálculos estequiométricos con la eficiencia de las reacciones a nivel industrial. 3. Calcula la cantidad de sustancia que puede generarse a partir de la combinación de dos reactivos, así como la eficiencia de la reacción química, adaptándose a la importancia del aprovechamiento de la materia prima a nivel industrial. 4. Prepara soluciones, realiza neutralizaciones ácido base y reacciones REDOX para la comprensión de fenómenos y eventos de la vida cotidiana e industrial/farmacéutica <p>SER: Asume una actitud proactiva en el desarrollo de las actividades institucionales en el ISC.</p>			

Indicaciones:

- Responde las siguientes preguntas en hoja separadas.
- Apóyate en tus apuntes, el libro de texto o fuentes académicas confiables.
- Utiliza lenguaje técnico, fórmulas químicas y ejemplos claros cuando sea necesario.
- Presenta el trabajo de forma ordenada y con buena ortografía.
- Evitar tachones y enmendaduras.
- Trabajar en hojas cuadrículadas.



Actividades					Fecha
1. Indica los números cuánticos que corresponden a cada uno de los siguientes electrones.					Entrega del taller: (40%) Semana del 24 al 28 de noviembre. Sustentación: (60%) Semana del 24 al 28 de noviembre.
Electrones	n	l	m	s	
4d5					
2p4					
7s1					
5f3					
5d8					
6p5					
7d5					
3p3					
2. De los siguientes compuestos identifique los óxidos ácidos y los óxidos básicos:					
As2O3	K2O	CaO	MgO	SO2	
P2O3	Na2O	Al2O3	CO2	Cu2O	
Cl2O3	SO3	P2O5	N2O	RuO	
3. Dibuja las estructuras de Lewis para las siguientes moléculas: CO2, NH3, H2O, SF6, SO3, SO2, CCl4.					
4. A partir de las anteriores estructuras, predice la geometría molecular de cada una utilizando la teoría de RPECV (Repulsión de pares Electrones de la Capa de Valencia). Justifica tus respuestas.					
5. Realiza la geometría molecular de las siguientes moléculas. Hasta completar la tabla.					
Geometría Molecular	Forma Ángulo de enlace aproximado		Ejemplos de moléculas		
Lineal	180°		CO2,		
Angular	< 120°		H2O,		
Trigonal Plana	120°		BF3,		
Tetraédrica	109.5°		CH4		
			PCl5		
			SF6		
			NH4		
			BeCl2		
			SO2		
6. Dos sulfuros de hierro tienen la siguiente composición porcentual. Compuesto.					

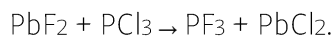


A 63,57% de Fe y 36,43 % de S, compuesto B 53,78% de Fe y 46,22 de S. Determine la formula empirica de cada uno.

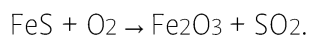
7. Al analizar 0,26g de un óxido de nitrógeno, se obtiene 0,079g de nitrógeno y 0,181g de oxígeno. Se sabe que la masa molar del compuesto es 92 g/mol. Calcular: la formula empirica y molecular.
8. Calcula la formula empirica de un compuesto que tiene la composición centesimal siguiente: 38:71% de Ca, 20% de P y 41,29% de O.
9. Escriba la formula estructural completa de los siguientes compuestos, con fórmulas molecular. $C_7H_{14}O_2$. $C_5H_{10}O$. C_3H_6O . C_3H_8 . C_2H_2 .
10. Halla la composición porcentual para los siguientes compuestos: $Ca(OH)_2$. $C_6H_{12}O_6$. $NaCl$. $C_6H_{12}O_6$.
11. Balancea las siguientes ecuaciones por el método de tanteo. Asegúrate de verificar que la cantidad de átomos de cada elemento sea igual en ambos lados de la ecuaciones.

$_C_3H_8 + _O_2 \rightarrow _CO_2 + _H_2O$.
$_FeCl_3 + _NaOH \rightarrow _Fe(OH)_3 + _NaCl$.
$_Ba(NO_3)_2 + _Na_3PO_4 \rightarrow _Ba_3(PO_4)_2 + _NaNO_3$.
$_KMnO_4 + _HCl \rightarrow _KCl + _MnCl_2 + _Cl_2 + _H_2O$.
$_Ca_3(PO_4)_2 + _SiO_2 + _C \rightarrow _P_4 + _CaSiO_3 + _CO$.
$_Pb(NO_3)_2 + _KI \rightarrow _PbI_2 + _KNO_3$.

12. ¿Cuántos moles de cloruro de plomo (II), $PbCl_2$, puede obtenerse a partir de la reacción entre 20g de cloruro de fosforo (III), PCl_3 , y 45g de fluoruro de plomo (II) PbF_2 ?



13. Masa-Masa. En un proceso industrial, se hace reaccionar 200 g de sulfuro de hierro (II) (FeS) con 150 g de oxígeno (O_2) para producir óxido de hierro (III) (Fe_2O_3) y dióxido de azufre (SO_2). La ecuación sin balancear es:



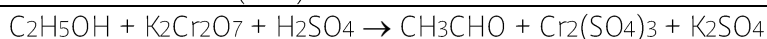
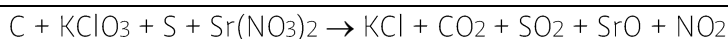
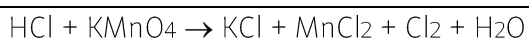
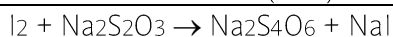
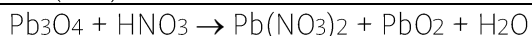
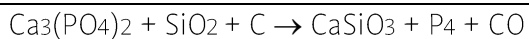
Balancea la ecuación química. ¿Cuántos gramos de SO_2 se producen en esta reacción?



14. Cálculo mol – mol. Dada la siguiente reacción balanceada:
 $2\text{Al} + 6\text{HCl} \rightarrow 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2$.

¿Cuántos moles de hidrógeno gaseoso se liberan cuando reaccionan completamente 5,4 moles de HCl con exceso de aluminio?

15. Balancea las siguientes reacciones por el método de óxido-reducción, indicando en cada una de ellas la sustancia oxidada y la sustancia reducida:



16. El vinagre es una solución de ácido acético en agua. Si una variedad de vinagre tiene una concentración de 1,3% en volumen, ¿Cuánto ácido acético hay en un litro de ese vinagre?

17. Calcule la Molalidad de una solución de ácido sulfúrico (H_2SO_4) que se preparó disolviendo 2 moles de ácido en 3500 g de agua.

18. Si se disuelven 10 g de AgNO_3 en agua suficiente para preparar 500 ml de solución. Determine la concentración de la solución resultante expresada en % m/v.

19. Se tienen 250 cm³ de una solución acuosa que contiene 30 % m/v ($d = 1,15 \text{ g/cm}^3$). Se le agrega agua hasta obtener un volumen de 1 L de solución ($d = 1,08 \text{ g/cm}^3$). Calcular la concentración de la solución diluida expresándola en % m/m.

20. Determine la masa de agua necesaria para preparar una solución 0,01 m de glucosa, si tenemos inicialmente 10 g de este hidrato de carbono

Firma Docente	Firma Alumno

