
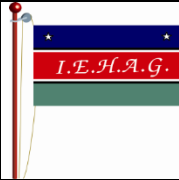

	INSTITUCIÓN EDUCATIVA HECTOR ABAD GOMEZ		
	Proceso: GESTIÓN CURRICULAR	Código	
Nombre del Documento: GUÍA VIRTUAL		Versión 01	Página 1 de 21

IDENTIFICACIÓN			
INSTITUCIÓN EDUCATIVA HÉCTOR ABAD GÓMEZ			
DOCENTE: ADRIANA KATHERINE MORENO MORENO		TÉCNICO-CIENTÍFICO	
CLEI: 6	GRUPOS: 2, 3	PERIODO: 1	CLASES: SEMANA 10
ÁMBITOS CONCEPTUALES		CONTENIDOS ESPECIFICOS:	
NÚMERO DE SESIONES: 2		FECHA DE INICIO: ABRIL 25	FECHA DE FINALIZACIÓN MAYO 2
PRESENCIALES: N/A	VIRTUALES: 2	SEMANA: 10	SEMANA: 11
PREGUNTA PROBLEMATIZADORA			
<i>¿Cómo interactúan los compuestos para originar nuevos productos químicos?</i>			
OBJETIVOS			
Realizar cálculos estequiométricos a partir de diferentes reacciones químicas.			

	INSTITUCIÓN EDUCATIVA HECTOR ABAD GOMEZ		
	Proceso: GESTIÓN CURRICULAR	Código	
Nombre del Documento: GUÍA VIRTUAL		Versión 01	Página 2 de 21

INTRODUCCIÓN

Teniendo en cuenta la emergencia actual del país por la situación de salud a raíz del virus COVID- 19 y de acuerdo con las medidas implementadas desde el Gobierno Nacional para hacer contingencia a esta problemática y así evitar el contagio masivo, se opta por la desescolarización de los estudiantes y se hace necesario plantear estrategias educativas de manera virtual para atender la población estudiantil. Es por eso, que desde el Componente Técnico-Científico, se plantea una serie de actividades para que los estudiantes desarrollen desde sus hogares e interactúen con el docente a través de la virtualidad, permitiendo así la continuación del proceso académico que se venía realizando hasta el momento.

Los talleres con sus actividades desarrolladas deberán ser enviados al correo: adrianamoreno@iehectorabad.edu.co, en fecha máxima de entrega del 2 DE MAYO, especificando el grado, grupo y nombre completo del estudiante.

RECUERDA: ¡CUIDARNOS, ES UN COMPROMISO DE TODOS!

COMPETENCIAS

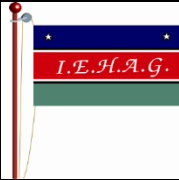

Uso comprensivo del conocimiento científico

DESEMPEÑOS

Realiza cálculos estequiométricos

PRECONCEPTOS

1. Imagina que debes preparar 4 sánduches sencillos, establece las cantidades de cada ingrediente que debes utilizar
2. De acuerdo con la situación anterior, qué pasaría si sólo tuvieras 6 tajadas de pan.
3. A qué se debe que la producción industrial no tenga un rendimiento del 100%?
4. Responde las siguientes preguntas sin apoyarte en ninguna fuente de consulta:
 - ¿Qué entiendes por reactivo químico?
 - ¿Qué entiendes por producto químico?

	INSTITUCIÓN EDUCATIVA HECTOR ABAD GOMEZ		
	Proceso: GESTIÓN CURRICULAR	Código	
Nombre del Documento: GUÍA VIRTUAL		Versión 01	Página 3 de 21

ACTIVIDADES

ACTIVIDAD # 1 – CONCEPTUALIZACIÓN

ESTEQUIOMETRÍA

Es el área de la química encargada de establecer las relaciones cuantitativas que se presentan entre reactivos y productos en una reacción química. Es así como los cálculos cuantitativos representan la única forma de determinar las cantidades de materia que participan en una reacción química.

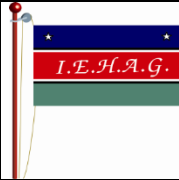

Ejemplo 1.

¿Cuántas moles de H₂O se producirán en una reacción donde tenemos 1,57 moles de O₂, suponiendo que tenemos hidrógeno de sobra?

$$(1,57 \text{ moles de O}_2) \times \frac{2 \text{ moles de H}_2\text{O}}{1 \text{ mol de H}_2} = 3,14 \text{ moles de H}_2\text{O}$$

El cociente:

$$\frac{2 \text{ moles de H}_2\text{O}}{1 \text{ mol de H}_2}$$

	INSTITUCIÓN EDUCATIVA HECTOR ABAD GOMEZ		
	Proceso: GESTIÓN CURRICULAR	Código	
Nombre del Documento: GUÍA VIRTUAL		Versión 01	Página 4 de 21

es la relación estequiométrica entre el H₂O y el O₂ de la ecuación ajustada de esta reacción.

Ejemplo 2.

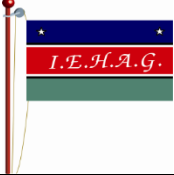

Calcula la masa de CO₂ producida al quemar 1,00 gramo de C₄H₁₀.

Para la reacción de combustión del butano (C₄H₁₀) la ecuación ajustada es:



Para ello antes que nada debemos calcular cuantas moles de butano tenemos en 100 gramos de la muestra:

$$(1,0 \text{ g de C}_4\text{H}_{10}) \times \frac{1 \text{ mol de C}_4\text{H}_{10}}{58,0 \text{ g de C}_4\text{H}_{10}} = 1,72 \times 10^{-2} \text{ moles de C}_4\text{H}_{10}$$

	INSTITUCIÓN EDUCATIVA HECTOR ABAD GOMEZ		
	Proceso: GESTIÓN CURRICULAR	Código	
Nombre del Documento: GUÍA VIRTUAL		Versión 01	Página 5 de 21

de manera que, si la relación estequiométrica entre el C_4H_{10} y el CO_2 es:

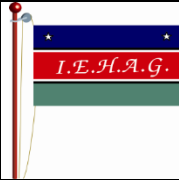

$$\frac{8 \text{ moles de } CO_2}{2 \text{ moles de } C_4H_{10}}$$

por lo tanto:

$$\frac{8 \text{ moles de } CO_2}{2 \text{ moles de } C_4H_{10}} \times 1,72 \times 10^{-2} \text{ moles de } C_4H_{10} = 6,88 \times 10^{-2} \text{ moles de } CO_2$$

Pero la pregunta pedía la determinación de la masa de CO_2 producida, por ello debemos convertir los moles de CO_2 en gramos (usando el **peso molecular** del CO_2):

$$6,88 \times 10^{-2} \text{ moles de } CO_2 \times \frac{44 \text{ g de } CO_2}{1 \text{ mol de } CO_2} = 3,03 \text{ g de } CO_2$$

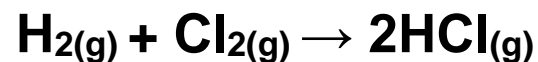
	INSTITUCIÓN EDUCATIVA HECTOR ABAD GOMEZ		
	Proceso: GESTIÓN CURRICULAR	Código	
Nombre del Documento: GUÍA VIRTUAL		Versión 01	Página 6 de 21

REACTIVO LÍMITE

Es el reactivo que se consume totalmente en una reacción, de él depende la cantidad máxima de producto que se forma. El reactivo que sobre es el reactivo excedente o reactivo en exceso.

Ejemplo 1.

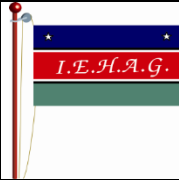

Considere la ecuación en la que Hidrógeno y el Cloro forman Cloruro de Hidrógeno



Se dispone de 45 gramos de cloro y 18 gramos de H_2 para producir 68 gramos de HCl . Calcule el reactivo límite.

$$\text{Moles de H}_2 = \frac{18 \text{ g}}{2 \text{ g/mol}} = 9 \text{ moles}$$

$$\text{Moles de Cl}_2 = \frac{45 \text{ g}}{71 \text{ g/mol}} = 0,63 \text{ moles}$$

	INSTITUCIÓN EDUCATIVA HECTOR ABAD GOMEZ		
	Proceso: GESTIÓN CURRICULAR	Código	
Nombre del Documento: GUÍA VIRTUAL		Versión 01	Página 7 de 21

- Moles de HCl a partir del H₂

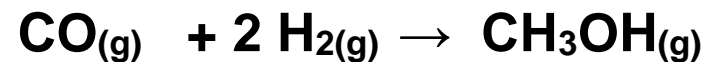
$$9 \text{ moles H}_2 \times \frac{2 \text{ moles HCl}}{1 \text{ mol de H}_2} = 18 \text{ moles HCl}$$

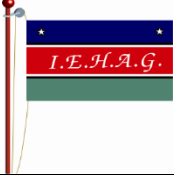

- Moles de HCl a partir de Cl₂

$$1,29 \text{ moles Cl}_2 \times \frac{2 \text{ moles HCl}}{1 \text{ mol de Cl}_2} = 2,6 \text{ moles HCl}$$

Ejemplo 2.

Considera la siguiente reacción:



	INSTITUCIÓN EDUCATIVA HECTOR ABAD GOMEZ		
	Proceso: GESTIÓN CURRICULAR	Código	
Nombre del Documento: GUÍA VIRTUAL		Versión 01	Página 8 de 21

En el laboratorio se combinan 3 moles de CO y 5 moles de H₂. Calcula el número de moles de CH₃OH que se forman a partir del reactivo límite.

- Moles de CH₃OH a partir de CO:

$$3 \text{ moles CO} \times \frac{1 \text{ moles CH}_3\text{OH}}{1 \text{ mol de CO}} = 3 \text{ moles de CH}_3\text{OH}$$

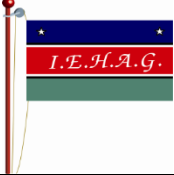

- Moles de CH₃OH a partir de H₂

$$5 \text{ moles de H}_2 \times \frac{1 \text{ moles CH}_3\text{OH}}{2 \text{ mol de H}_2} = 2,5 \text{ moles de CH}_3\text{OH}$$

De modo que siendo el H₂ el reactivo límite la máxima cantidad de CH₃OH que se puede producir es 2,5 moles.

PUREZA DE LOS REACTIVOS

En las prácticas de laboratorio y en los procesos industriales, los reactivos presentan impurezas, es decir, sustancias que

	INSTITUCIÓN EDUCATIVA HECTOR ABAD GOMEZ		
	Proceso: GESTIÓN CURRICULAR	Código	
Nombre del Documento: GUÍA VIRTUAL		Versión 01	Página 9 de 21

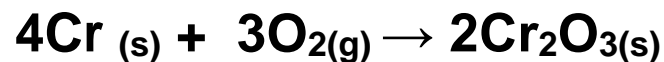
acompañan el reactivo pero no participan en la reacción o que se mezclan con los materiales, afectando su calidad y por lo tanto, los productos que se obtienen no se encuentran en estado puro.

Las relaciones estequiométricas se basan en sustancias puras; por ello, antes de realizar los cálculos correspondientes, se debe tener certeza de que las cantidades que se toman corresponden a la cantidad de material puro que contienen los reactivos empleados. Así la pureza de los reactivos se calcula a partir de la siguiente ecuación:

$$\text{Cantidad de sustancia pura} = \frac{\text{sustancia impura} \times \% \text{ pureza}}{100}$$

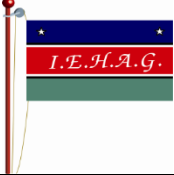

Ejemplo 1.

Se hace reaccionar una muestra de 6,5 gramos de cromo del 75 % de pureza con 20 gramos de oxígeno del 90% de pureza. ¿Cuántos gramos de óxido de cromo (III) pueden producirse?



Se calcula la cantidad de sustancia para cada material, aplicando la ecuación de pureza:

- Para el cromo:

	INSTITUCIÓN EDUCATIVA HECTOR ABAD GOMEZ		
	Proceso: GESTIÓN CURRICULAR	Código	
Nombre del Documento: GUÍA VIRTUAL	Versión 01	Página 10 de 21	

$$SP = \frac{6,5 \text{ g} \times 75\%}{100\%} = 4,87 \text{ gramos de cromo puro}$$

- Para el oxígeno:

$$SP = \frac{20 \text{ g} \times 90\%}{100\%} = 18 \text{ gramos de oxígeno puro}$$

Con las cantidades puras calculamos el número de moles:

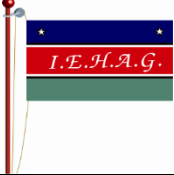

Nota: la masa molar del Cr = 52 g/mol y la masa molar del O₂ es 32 g/mol

$$4,87 \text{ g de Cr} \times \frac{1 \text{ mol de Cr}}{52 \text{ g de Cr}} = 0,09 \text{ moles de Cr}$$

$$18 \text{ g de O}_2 \times \frac{1 \text{ mol de O}_2}{32 \text{ g de O}_2} = 0,56 \text{ moles de O}_2$$

Se determina cuál es el reactivo límite:

- Para el cromo:

	INSTITUCIÓN EDUCATIVA HECTOR ABAD GOMEZ		
	Proceso: GESTIÓN CURRICULAR	Código	
Nombre del Documento: GUÍA VIRTUAL	Versión 01	Página 11 de 21	

$$0.09 \text{ moles de Cr} \times \frac{2 \text{ moles de Cr}_2\text{O}_3}{4 \text{ moles de Cr}} = 0,045 \text{ moles de Cr}_2\text{O}_3$$

- para el oxígeno:

$$0,56 \text{ moles de O}_2 \times \frac{2 \text{ moles de Cr}_2\text{O}_3}{3 \text{ moles de O}_2} = 0,37 \text{ moles de Cr}_2\text{O}_3$$

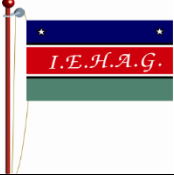

De modo que el reactivo límite es el cromo. Ahora expresemos los moles producidos a partir del reactivo límite en gramos:

Nota: la masa molar del $\text{Cr}_2\text{O}_3 = 152 \text{ g/mol}$

$$0,045 \text{ moles de Cr}_2\text{O}_3 \times \frac{152 \text{ g de Cr}_2\text{O}_3}{1 \text{ mol de Cr}_2\text{O}_3} = 6,84 \text{ gramos de Cr}_2\text{O}_3$$

RENDIMIENTO O EFICIENCIA DE UNA REACCIÓN

En la mayoría de los procesos industriales y en el cuerpo humano, por el metabolismo, las reacciones que se llevan a cabo no

	INSTITUCIÓN EDUCATIVA HECTOR ABAD GOMEZ		
	Proceso: GESTIÓN CURRICULAR	Código	
Nombre del Documento: GUÍA VIRTUAL		Versión 01	Página 12 de 21

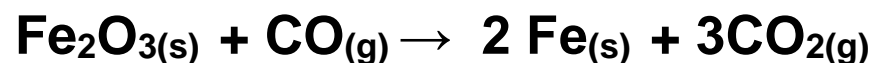
obtienen un 100% de eficiencia. Esto se debe a que se producen reacciones secundarias o intermedias, es decir, la reacción no termina; por esta razón, el reactivo limitante no se transforma completamente en productos. El rendimiento obtenido se conoce como producido real, y el que se esperaba se conoce como producido teórico.

El rendimiento o eficiencia de un proceso se calcula a partir de la siguiente ecuación:

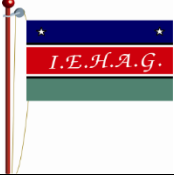

$$\% \text{ eficiencia} = \frac{\text{producido real}}{\text{producido teórico}} \times 100$$

Ejemplo 1

Una de las reacciones primarias en la refinación del Hierro, en un horno, es la del óxido de hierro (III) (Fe_2O_3) con el monóxido de carbono (CO); la ecuación balanceada para la reacción es:



Si la reacción da un rendimiento de 94%, ¿cuánto hierro puede obtenerse de 4 toneladas de óxido de hierro (III)?

	INSTITUCIÓN EDUCATIVA HECTOR ABAD GOMEZ		
	Proceso: GESTIÓN CURRICULAR	Código	
Nombre del Documento: GUÍA VIRTUAL		Versión 01	Página 13 de 21

- Se debe iniciar por transformar las toneladas en gramos:

$$4 \text{ toneladas} \times \frac{1000 \text{ kg}}{1 \text{ tonelada}} \times \frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ kg}} = 4 \times 10^6 \text{ g de Fe}_2\text{O}_3$$

- Ahora pasamos los gramos a moles:

Nota: la masa molar del $\text{Fe}_2\text{O}_3 = 159,7 \text{ g/mol}$

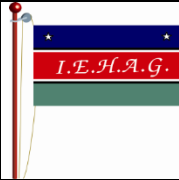

$$4 \times 10^6 \text{ g de Fe}_2\text{O}_3 \times \frac{1 \text{ mol de Fe}_2\text{O}_3}{159,7 \text{ g}} = 2,5 \times 10^4 \text{ moles de Fe}_2\text{O}_3$$

- Se establece la relación estequiométrica:

$$2,5 \times 10^4 \text{ moles de Fe}_2\text{O}_3 \times \frac{2 \text{ moles de Fe}}{1 \text{ mol de Fe}_2\text{O}_3} = 5 \times 10^4 \text{ moles de Fe}$$

- Pasamos los moles de Fe a gramos:

Nota: la masa molar del Fe es $55,8 \text{ g/mol}$

	INSTITUCIÓN EDUCATIVA HECTOR ABAD GOMEZ		
	Proceso: GESTIÓN CURRICULAR	Código	
Nombre del Documento: GUÍA VIRTUAL		Versión 01	Página 14 de 21

$$5 \times 10^4 \text{ moles de Fe} \times \frac{55,8 \text{ g de Fe}}{1 \text{ mol de Fe}} = 2,79 \times 10^6 \text{ g de Fe}$$

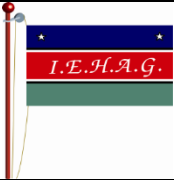

- El producto teórico es $2,79 \times 10^6$ g de Fe, hallemos el producto real:

$$PR = \frac{\% \text{ EF} \times PT}{100}$$

$$PR = \frac{94 \% \times 2,79 \times 10^6}{100} = 2,62 \times 10^4 \text{ g de Fe}$$

- Pasemos estos gramos a toneladas

$$2,62 \times 10^4 \text{ g de Fe} \times \frac{1 \text{ kg}}{1000 \text{ g}} \times \frac{1 \text{ tonelada}}{1000 \text{ kg}} = 2,62 \text{ toneladas de Fe}$$

	INSTITUCIÓN EDUCATIVA HECTOR ABAD GOMEZ		
	Proceso: GESTIÓN CURRICULAR	Código	
Nombre del Documento: GUÍA VIRTUAL	Versión 01	Página 15 de 21	

ACTIVIDAD 2: ACTIVIDAD DE AFIANZAMIENTO Y APLICACIÓN DE LA TEMÁTICA.

I. Resuelve los siguientes cálculos estequiométricos

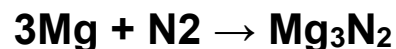
- Un producto secundario de la reacción que infla las bolsas de aire para automóvil es sodio, que es muy reactivo y puede encenderse en el aire. El sodio que se produce durante el proceso de inflado reacciona con otro compuesto que se agrega al contenido de la bolsa, KNO_3 , según la reacción:



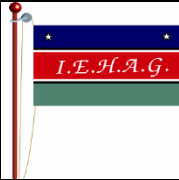

¿Cuántos gramos de KNO_3 se necesitan para eliminar 5.00 g de Na?

- 4.40 g
- 110 g
- 2.20 g
- 1.00 g

- ¿Qué masa de magnesio se necesita para que reaccione con 9.27 g de nitrógeno?

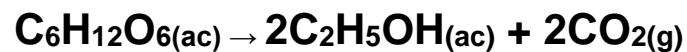


- 8.04 g
- 16.1 g
- 24.1 g

	INSTITUCIÓN EDUCATIVA HECTOR ABAD GOMEZ		
	Proceso: GESTIÓN CURRICULAR	Código	
Nombre del Documento: GUÍA VIRTUAL		Versión 01	Página 16 de 21

d. 0.92 g

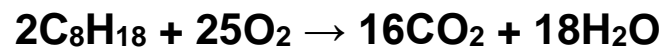
3. La fermentación de glucosa, $C_6H_{12}O_6$, produce alcohol etílico, C_2H_5OH , y dióxido de carbono:



¿Cuántos gramos de etanol se pueden producir a partir de 10.0 g de glucosa?

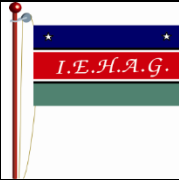

- a. 10.0 g
- b. 2.56 g
- c. 5.11 g
- d. 4.89 g

4. El octano se quema de acuerdo con la siguiente ecuación:



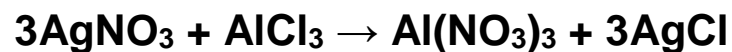
¿Cuántos gramos de CO_2 se producen cuando se queman 5.00 g de C_8H_{18} ?

- a. 40.0 g
- b. 0.351 g
- c. 15.4 g
- d. 30.9 g

	INSTITUCIÓN EDUCATIVA HECTOR ABAD GOMEZ		
	Proceso: GESTIÓN CURRICULAR	Código	
Nombre del Documento: GUÍA VIRTUAL		Versión 01	Página 17 de 21

II. Encuentra el reactivo límite:

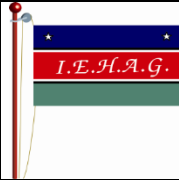

1. ¿Qué masa de cloruro de plata se puede preparar a partir de la reacción de 4.22 g de nitrato de plata con 7.73 g de cloruro de aluminio?



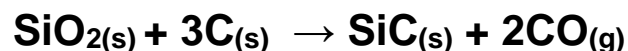
- a. 5.44 g
- b. 3.56 g
- c. 14.6 g
- d. 24.22 g

2. En la reacción $3\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{HNO}_3 + \text{NO}$, ¿cuántos gramos de HNO_3 se pueden formar cuando se permite que reaccionen 1.00 g de NO_2 y 2.25 g de H_2O ?

- 0.913 g
- 0.667
- 15.7 g
- 15.8

	INSTITUCIÓN EDUCATIVA HECTOR ABAD GOMEZ		
	Proceso: GESTIÓN CURRICULAR	Código	
Nombre del Documento: GUÍA VIRTUAL		Versión 01	Página 18 de 21

3. El carburo de silicio, SiC, se conoce por el nombre común de carborundum. Esta sustancia dura, que se utiliza comercialmente como abrasivo, se prepara calentando SiO₂ y C a temperaturas elevadas:

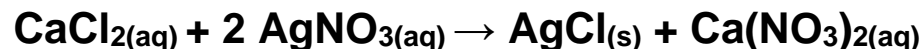


¿Cuántos gramos de SiC se pueden formar cuando se permite que reaccionen 3.00 g de SiO₂ y 4.50 g de C?

- a. 2.00 g
- b. 3.00 g
- c. 5.01 g
- d. 15.0 g

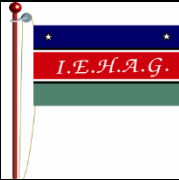

III. Resuelve los siguientes ejercicios de rendimiento:

1. El cloruro de calcio reacciona con nitrato de plata para producir un precipitado de cloruro de plata:



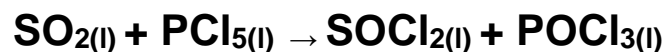
En un experimento se obtienen 1.864 g de precipitado. Si el rendimiento teórico del cloruro de plata es 2.45 g. ¿Cuál es el rendimiento en tanto por ciento?

- a. 58.6%

	INSTITUCIÓN EDUCATIVA HECTOR ABAD GOMEZ		
	Proceso: GESTIÓN CURRICULAR	Código	
Nombre del Documento: GUÍA VIRTUAL	Versión 01	Página 19 de 21	

- b. 30.0%
- c. 76.1%
- d. 131.0%

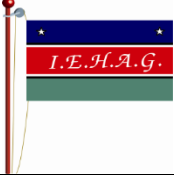

2. Calcular el rendimiento de un experimento en el que se obtuvieron 3.43 g de SOCl_2 mediante la reacción de 2.50 g de SO_2 con un exceso de PCl_5 , esta reacción tiene un rendimiento teórico de 5.64 g de SOCl_2 .

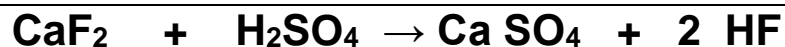


- a. 60.8%
- b. 72.9%
- c. 16.4%
- d. 44.3%

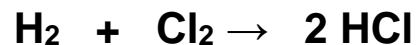
IV. Calcula el porcentaje de pureza:

1. ¿Cuántos gr de ácido fluorhídrico (HF) se pueden obtener a partir de 200gr de fluoruro de calcio (CaF_2) de 90% de pureza?. Si la reacción es:

	INSTITUCIÓN EDUCATIVA HECTOR ABAD GOMEZ		
	Proceso: GESTIÓN CURRICULAR	Código	
Nombre del Documento: GUÍA VIRTUAL		Versión 01	Página 20 de 21



2. ¿Cuántos gramos de HCl, se obtienen en la reacción de 30 moles de H₂, con un exceso de cloro, si el rendimiento de la reacción es de 95%. La ecuación química es:

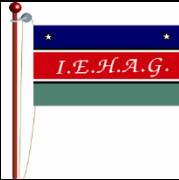



ACTIVIDAD 3: ACTIVIDAD EVALUATIVA.

Consulta el proceso industrial para la obtención de detergentes, elabora un informe en Power Point sobre el proceso químico llevado a cabo y el rendimiento del proceso.

Escribe tu propia apreciación sobre la importancia del control de calidad para la productividad de este tipo de procesos industriales.

FUENTES DE CONSULTA

	INSTITUCIÓN EDUCATIVA HECTOR ABAD GOMEZ		
	Proceso: GESTIÓN CURRICULAR	Código	
Nombre del Documento: GUÍA VIRTUAL	Versión 01	Página 21 de 21	

- <https://definicion.de/estequiometria/>
- <http://www.eis.uva.es/~qgintro/esteq/tutorial-03.html>
- <http://www.eis.uva.es/~qgintro/genera.php?tema=4&ejer=3>
- <https://bioquibio.blogspot.com/2015/04/reactivo-limite-rendimiento-y-pureza-103.html>
- Castelblanco M,B, & Peña O. (2003) . Química I. Editorial Norma. Bogotá
- Timberlake, K.C., 2011, Química. Una introducción a la Química General, Orgánica y Biológica, Pearson Educación S.A., Madrid.
- Santillana (2010).Hipertexto química I. Editorial Santillana. Bogotá
- Expedición currículo, Plan de Área de Ciencias Naturales. Ministerio de Educación Nacional, 2014.