



IPET 132 PARAVACHASCA

ASIGNATURA	QUÍMICA ANALÍTICA 5to B
DOCENTE	GIGENA SERGIO
CURSO	5 AÑO B
TEMA	ESTEQUIOMETRIA
OBJETIVOS	<ul style="list-style-type: none">• Realizar cálculos estequiométricos.• Trabajar adecuadamente con las reglas de la nomenclatura de compuestos inorgánicos.• Hacer uso correcto de las magnitudes y unidades más utilizadas en la química analítica.
CRITERIOS DE EVALUACIÓN	<ul style="list-style-type: none">• Tu correcta participación en los grupos de consulta.• Comunicarte con tu docente para aclarar dudas.• Prolijidad en la entrega de las actividades, pasar las actividades a la carpeta, colocar nombre en cada hoja y numerarlas. Todo con lapicera y letra clara.• Entregar el TP en la fecha solicitada.
VIA DE COMUNICACIÓN	<ul style="list-style-type: none">• Nos comunicamos a través del grupo de Whatsapp 5B• gigenasergio@gmail.com
FECHA DE ENTREGA	/08/2022

Estequiometria

Marco Teórico

¿Qué es la Estequiometria?



ESTEQUIOMETRÍA es la parte de la química que se ocupa de los cálculos para hallar las masas, los volúmenes, el número de moles de las sustancias que intervienen en una reacción.



Los **coeficientes** de la ecuación química, me indican el número de moles de las sustancias que intervienen en la reacción química.



Cantidades estequiométricas son las cantidades que se extraen de la ecuación química **BALANCEADA**. Estas cantidades pueden expresarse en número de moles, en masa, en volumen en **CNPT** (solo para los gases).

La ecuación química **proporciona datos** sobre relaciones entre:

- Número de moles _ número de moles.
- Masa _ masa.
- Masa _ volumen.
- Volumen_ volumen.
- Masa _ número de moles.
- Número de moles _ volumen, etc.

Reactivo Limitante [Ver material en el libro Puerto de Palo](#)

Es la sustancia que se encuentra en **menor proporción** de moles o masa que el requerido para la reacción. Es luego, el reactivo que reaccionan totalmente. El exceso de la sustancia que está en mayor proporción que la requerida por la reacción, no reacciona.

Pureza [Buscar definición en el libro Puerto de palo](#)

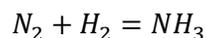
Estrategia de resolución

Para resolver adecuadamente un Problema Estequiométrico	
a) Plantear correctamente la <u>ecuación química</u> Balanceada	Dos caminos
b) <u>Tener en cuenta</u> las magnitudes con que se expresan los datos y cuáles son las incógnitas en el enunciado.	1 ^{er} camino Utilizar las relaciones estequiométricas con las magnitudes indicadas en el enunciado del problema
c) <u>Considerar</u> las relaciones estequiométricas que corresponde para realizar los planteos y llegar a la solución	2 ^{do} camino Utilizar las relaciones estequiométricas expresadas en magnitudes diferentes a las indicadas en el enunciado
Es común emplear la <u>relación estequiométrica expresada en moles</u> porque permite trabajar con números sencillos y establecer rápidamente las proporciones	
<u>Verificar los resultados</u> . La masa de producto no puede , de ninguna manera, superar a la masa de reactivo .	

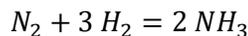
Actividad 3: Problemas de aplicación

Cálculo de la relación masa _ número de moles

1) ¿Cuántos gramos de amoníaco se obtienen a partir de 15 mol de hidrógeno?
Primero planteo la ecuación



Segundo balanceo la ecuación



Tercero calculo los PM de los reactivos y de / los productos obtenido/s

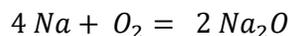
Cuarto establezco la relación estequiométrica masa _ moles adecuadas

Rta: Se obtienen 170 g de amoníaco

Cálculo de la relación masa _ masa

- 2) ¿Cuántos gramos de oxígeno se combinan con 460 gr de sodio para formar el óxido de sodio?

Primero planteo la ecuación y la balanceo



Segundo se calculan las masas estequiométricas correspondientes teniendo en cuenta las masas atómicas

Tercero planteo las relaciones estequiométricas masa _ masa pertinente, y resuelvo.

Rta Con 460 gr de Na reaccionan 160 gr de O₂

Cálculo de la relación masa _ volumen

- 3) La combustión completa del metano produce dióxido de carbono y agua. Averigüe cuántos dm³ de oxígeno, medidos en condiciones normales de presión y temperatura, se necesitan para la combustión completa de 0,16 kg de metano.



El volumen de un gas varía notablemente cuando se modifica la P y la T del sistema. Para facilitar las mediciones y para realizar una rápida comparación se adopta lo que se ha dado en llamar **condiciones normales de presión y temperatura**.

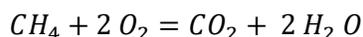
Se ha convenido en definir dos constantes:

- La presión normal: $p_0 = 1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg}$
- La temperatura normal: $t_0 = 0 \text{ °C} = 273 \text{ K}$
- Consecuentemente v_0 el volumen molar normal, es el volumen medido en las condiciones normales de presión y temperatura CNPT (1atm y 0°C).



El mol de cualquier sustancia, en estado gaseoso y en CNPT, ocupa 22,4 l = 22,4 dm³

Primero planteo la ecuación de combustión del metano y la balanceo.



Segundo calculo el volumen estequiométrico del O₂ (en CNPT) y la masa estequiométrica de metano sabiendo que el PM_{CH₄} es 16 gr

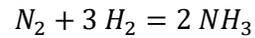
Tercero determino la relación estequiométrica masa _ volumen apropiada y resuelvo.

Rta: Para la combustión completa de 0,16 Kg de metano se requieren 448 dm³ de oxígeno.

Cálculo de la relación volumen _ volumen

- 4) Se hacen reaccionar 12 dm³ de hidrógeno medido en CNPT, con la cantidad necesaria de nitrógeno. ¿Cuál es el volumen de amoníaco que se obtiene medido en CNPT?

Primero planteo la reacción y la balanceo



Segundo calculo el volumen estequiométrico de hidrógeno y de amoníaco, ambos medidos en CNPT

Tercero planteo la relación estequiométrica volumen _ volumen que corresponde y resuelvo.

Rta Se obtienen 8 dm³ de amoníaco medido en CNPT