



ce
pre
UNI

Química

EQUILIBRIO QUÍMICO II

CICLO
Preuniversitario

2024-I



Tipos de equilibrio

Equilibrio homogéneo

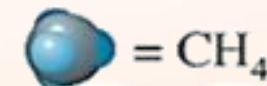
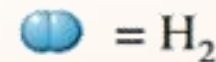
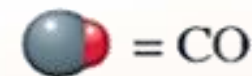
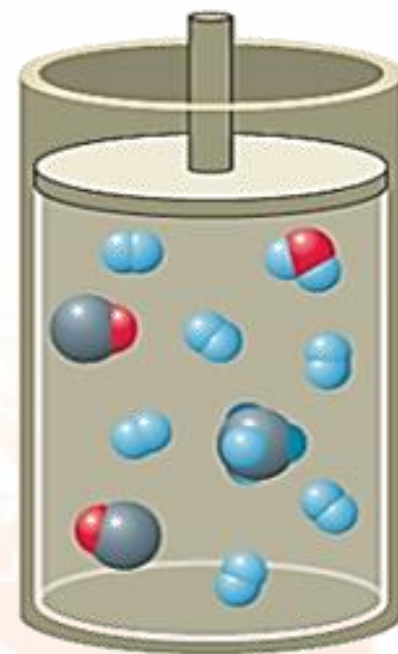
Es aquel en el cual todas las especies se encuentran en la misma fase.

Ecuación química:



$$K_c = \frac{[CH_4][H_2O]}{[CO][H_2]^3}$$

K_c = En función a concentraciones molares



$$K_p = \frac{p_{CH_4} p_{H_2O}}{p_{CO} p_{H_2}^3}$$

K_p = En función a presiones parciales

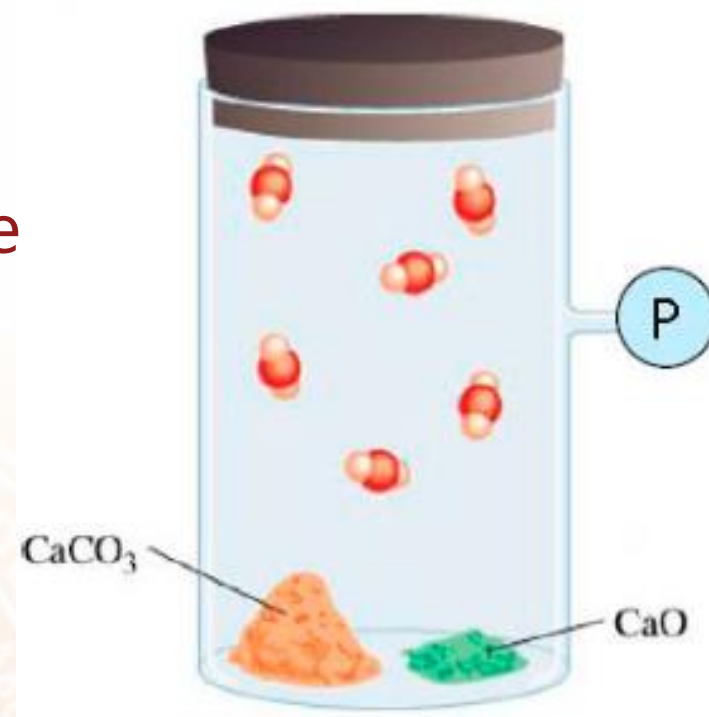
Equilibrio heterogéneo

Se produce cuando no todas las especies que intervienen están en la misma fase.

Ecuación química:



En estos casos, en la expresión de la constante de equilibrio no se incluye sólidos ni líquidos puros (por ser de composición constante).



$$K_c = [\text{CO}_2]$$

$$K_p = p_{\text{CO}_2}$$

PREGUNTA 01

Al variar la temperatura en un matraz que contiene tetraóxido de dinitrógeno gaseoso, se logra el siguiente equilibrio:



Al respecto, seleccione el valor de verdad (V o F) de las siguientes proposiciones.

I. Es un equilibrio de tipo heterogéneo.

II. La expresión de K_c es: $K_c = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]}$

III. La expresión de K_p es: $K_p = \frac{(P_{NO_2})^2}{P_{N_2O_4}}$

A) VFV

B) FVV

C) FVF

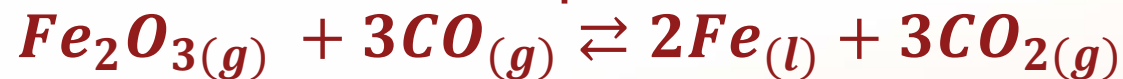
D) VFF

E) VVV

Rpta: B

PREGUNTA 02

La hematita es el mineral del Fe que es abundante en el Perú, este mineral al reducirse con CO en un alto horno produce Fe fundido mediante siguiente reacción de equilibrio:



Al respecto, seleccione verdadero (V) o falso (F) de las siguientes proposiciones.

I. Es un equilibrio heterogéneo.

II. Su constante de equilibrio k_c es: $K_c = \frac{[\text{Fe}]^2[\text{CO}_2]^3}{[\text{Fe}_2\text{O}_3][\text{CO}]^3}$

III. Su constante de equilibrio k_p es: $K_p = \frac{(p_{\text{CO}_2})^3}{(p_{\text{CO}})^3}$

A) FVF

B) VFV

C) FFV

D) VFF

E) VVV

Rpta: B

CÁLCULOS CON LA CONSTANTE DE EQUILIBRIO QUÍMICO

Grado de Reacción o grado de disociación (α)

$$\alpha = \frac{n_x}{n_o}$$

—moles que reaccionan
-----moles iniciales

Se puede expresar en porcentaje ($\% \alpha$), si se multiplica por 100.

$$\% \alpha = \frac{n_x}{n_o} \times 100$$

PREGUNTA 03

En un recipiente de 2 litros y a una temperatura constante, se colocaron 1,00 mol de PCl_3 y 2,00 mol de Cl_2 , después de un cierto tiempo se estableció el equilibrio donde quedaron 0,25 moles de PCl_3 . Determine el valor de K_c y el grado de reacción para el Cl_2 , considerar la siguiente reacción para el análisis:



- A) 2,4 y 0,75
- B) 3,6 y 0,375
- C) 4,8 y 0,375
- D) 6,0 y 0,75
- E) 7,2 y 0,75

Rpta: C

PREGUNTA 04

Del estudio de la siguiente reacción de equilibrio a 47 °C



Donde inicialmente se introdujeron 10 moles de N_2O_4 en un recipiente rígido y una vez alcanzado el equilibrio se comprobó que la presión total fue de 10 atm y su grado de reactividad es del 20%. Calcule el valor K_p

- A) 0,25
- B) 0,50
- C) 0,83
- D) 1,67
- E) 5,54

Rpta: D

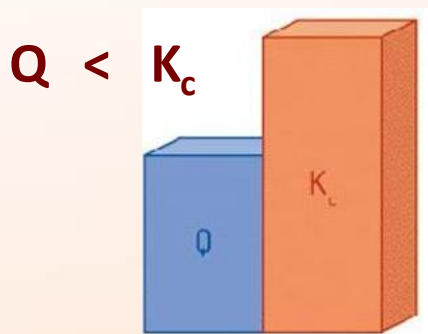
Cociente de reacción (Q)

Se utiliza para determinar si en cierto instante el sistema reversible está o no en estado de equilibrio. Su valor se compara con el valor de la constante de equilibrio K_c o K_p , para determinar si ocurrirá o no desplazamientos para alcanzar el estado de equilibrio químico.

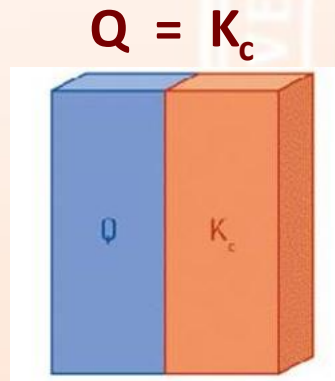
CASOS:



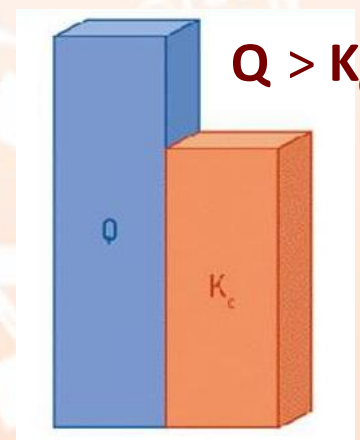
$$Q_c = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$



Tiende a formar
productos ($\rightarrow$)



Sistema en equilibrio



Tiende a formar
reactante ($\leftarrow$)

PREGUNTA 05

Se tiene el $K_p = 85,0$ a 460°C de la siguiente reacción:



Donde después de cierto tiempo de reacción una mezcla de dichos gases tiene las siguientes concentraciones de componentes:

$[\text{SO}_2] = 0,040 \text{ M}$, $[\text{NO}_2] = 0,50 \text{ M}$, $[\text{NO}] = 0,30 \text{ M}$, $[\text{SO}_3] = 0,020 \text{ M}$. Al respecto determine las proposiciones correctas.

- I. Sin el valor de K_c no se puede analizar el sistema de reacción.
- II. Los datos de concentración corresponden a un sistema que no está en equilibrio químico.
- III. El sistema reacciona en el sentido que favorece la formación de reactantes.

A) Solo I B) Solo II C) Solo III D) I y III E) I, II y III

Rpta: B

Principio de Le Chatelier (1888)

Cuando un agente externo (presión, temperatura o concentración) actúa sobre un sistema químico en equilibrio, este equilibrio es perturbado, entonces dicho sistema se desplaza en el sentido que tiende a contrarrestar dicha perturbación y restablecer nuevamente el equilibrio.

Los factores que afectan son:

Variación en la [] de reactantes y/o Productos

Variación de la Presión (ΔP)

Variación de la temperatura (ΔT)



Henry Louis Le Chatelier
(1850-1936)
Químico Francés

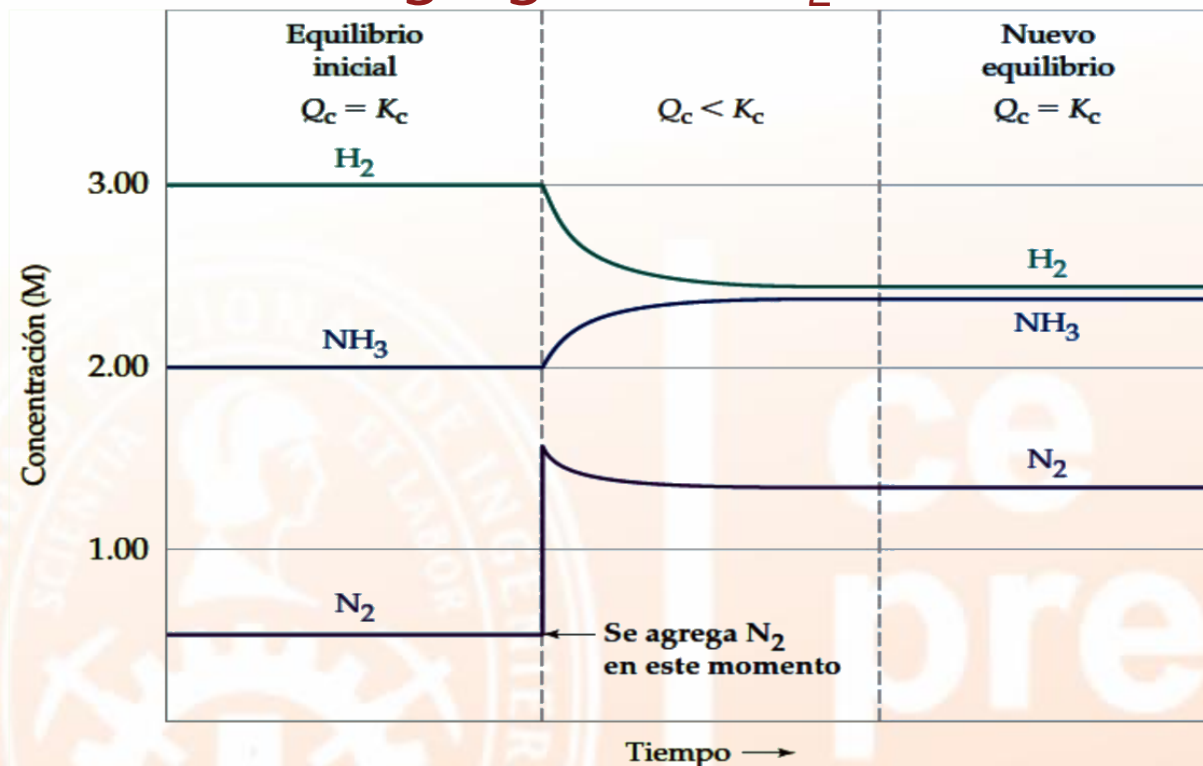
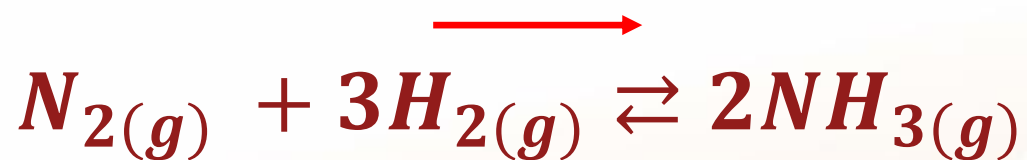
Factores que afectan el Equilibrio Químico

Cambio de la Concentración

- Si aumentamos la concentración de reactivos: el sistema tiende a consumir este exceso por lo que se desplazará hacia la derecha (sentido directo).
- Si disminuimos la concentración de reactivos: el sistema tenderá a producir más reactivo, es decir, se desplazará hacia la izquierda (sentido inverso).

Ejemplo:

¿De qué manera responderá el sistema si se agrega más N_2 ?



Al aumentar la concentración de N_2 , el sistema reaccionará y tratará de consumir el N_2 agregado, por consiguiente, la reacción neta se desplazará hacia la derecha y se producirá más NH_3 y menos H_2 ya que este reaccionó con el N_2 aumentado.

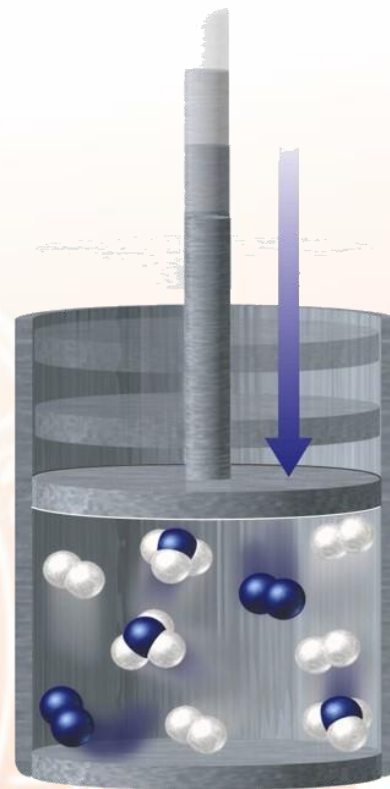
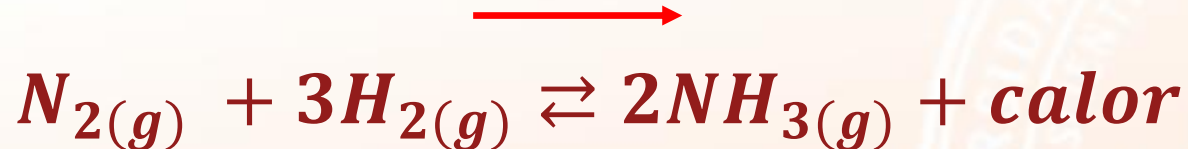
Cambio de la Presión o Volumen

La presión y/o volumen en un recipiente cerrado que contiene una mezcla gaseosa es proporcional al número de moles gaseosos presentes. Según esto:

- Si aumentamos la presión del sistema (disminuimos el volumen), éste se desplazará en el sentido en el que la reacción forme un menor número de moles de gas (al disminuir los moles presentes, la presión disminuirá y se compensará el efecto de la perturbación)
- Si por el contrario disminuimos la presión (aumentamos el volumen), el sistema se desplazará en el sentido en el que se formen más moles de gas (un mayor número de moles provocará un aumento de la presión que contrarresta la perturbación)
- Gas inerte, no modifica el estado de equilibrio si el volumen es constante.

En la síntesis del proceso Haber – Bosch:

¿Qué pasa con el equilibrio si aumentamos la presión (reducimos el volumen)?



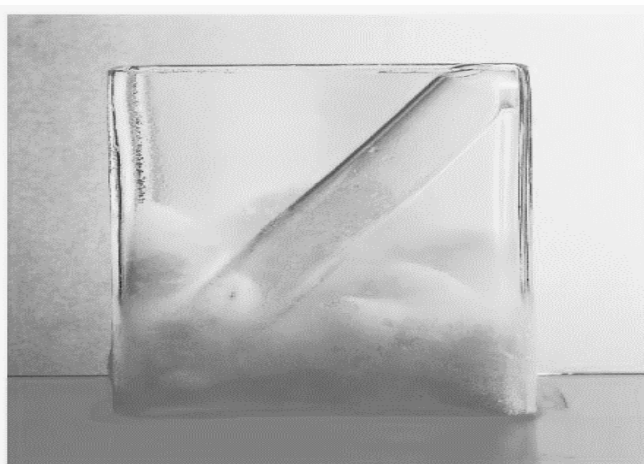
Si ΔP , ΔV , el equilibrio se desplaza a donde se tiene menor número de moles, es decir a la derecha.

Cambio de la temperatura

Están relacionados con la entalpía de la reacción. Recordemos que si una reacción tiene una entalpía negativa será exotérmica, si su entalpía es positiva será endotérmica. Entonces:

- Si **aumentamos la temperatura del sistema**, la reacción tenderá a compensar este exceso desplazando el equilibrio en el sentido en el que la reacción consume calor, es decir, en el **sentido endotérmico**.
- Si **disminuimos la temperatura del sistema**, la reacción tenderá a producir calor para compensar este efecto y se desplazará en el **sentido exotérmico**.

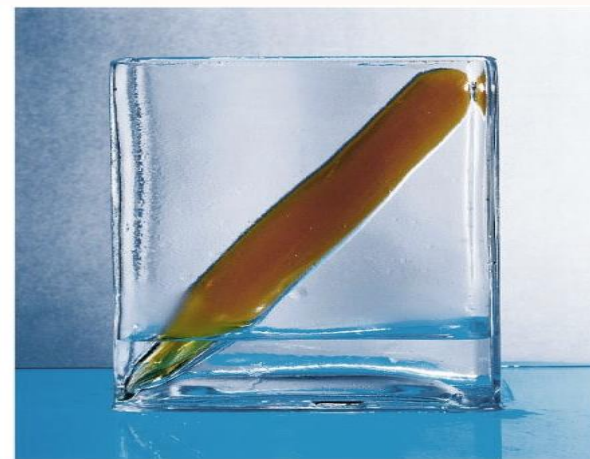
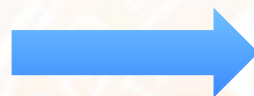
Para la reacción endotérmica, en equilibrio:



DISMINUCIÓN DE LA TEMPERATURA

El equilibrio se desplaza a la izquierda, prevalece la formación del reactante

N_2O_4 (Incoloro)



AUMENTO DE LA TEMPERATURA

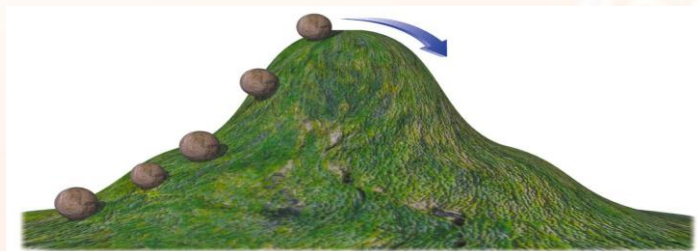
El equilibrio se desplaza a la derecha, prevalece la formación del producto **NO_2**

(pardo-rojizo)

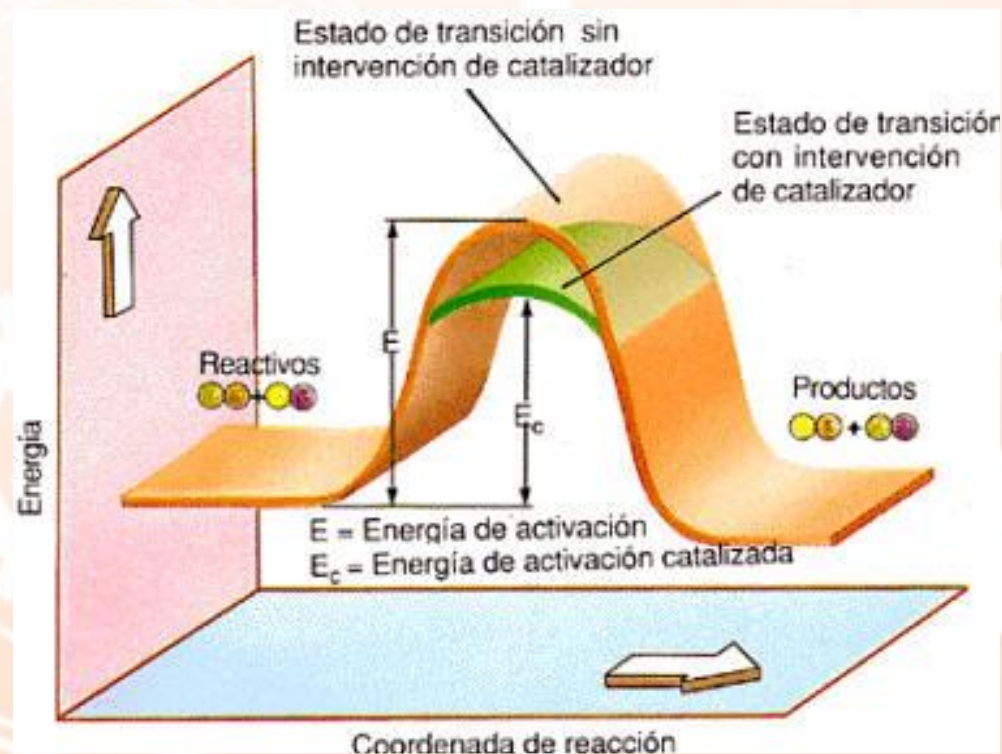
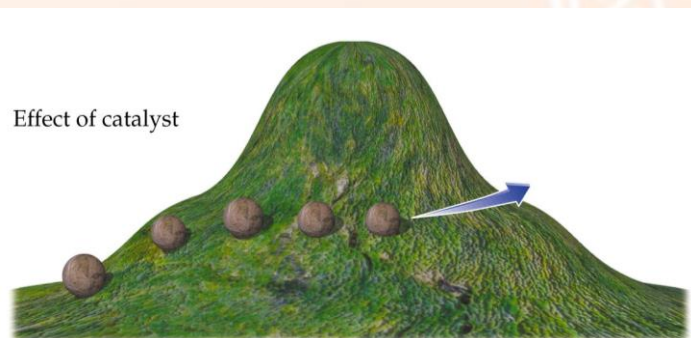
EFECTO DE LOS CATALIZADORES

La presencia de catalizadores favorecerá la reacción inicial al disminuir la energía de activación de la misma. Esto significa que aumentará la velocidad de la reacción, tanto en un sentido como en el contrario. Así pues, el uso de catalizadores no va a afectar a la situación de equilibrio pero sí favorecerá que éste se alcance más rápidamente.

**Sin
catalizador**



**Con
catalizador**



Resumiendo el Principio de Le Chatelier

Factores		variación	¿A dónde se desplaza el Equilibrio Químico?	K_{eq}
Presión		$\uparrow P$	Menor número de moles	No cambia
		$\downarrow P$	Mayor número de moles	
Volumen		$\uparrow V$	Mayor número de moles	
		$\downarrow V$	Menor número de moles	
Concentración	Reactante	$\uparrow [R]$	Hacia la derecha ($\rightarrow$)	Cambia
		$\downarrow [R]$	Hacia la izquierda ($\leftarrow$)	
	Producto	$\uparrow [P]$	Hacia la izquierda ($\leftarrow$)	
		$\downarrow [P]$	Hacia la derecha ($\rightarrow$)	
Temperatura	Endotérmica $\Delta H > 0$	$\uparrow T$	Hacia la derecha ($\rightarrow$)	
		$\downarrow T$	Hacia la izquierda ($\leftarrow$)	
	Exotérmica $\Delta H < 0$	$\uparrow T$	Hacia la izquierda ($\leftarrow$)	
		$\downarrow T$	Hacia la derecha ($\rightarrow$)	
Catalizador		No altera el equilibrio químico		

PREGUNTA 06

La descomposición de carbonato de calcio se muestra el siguiente sistema en equilibrio:



Si se desea producir menos cantidad de dióxido de carbono, ¿qué acción(es) es (son) recomendable(s)?

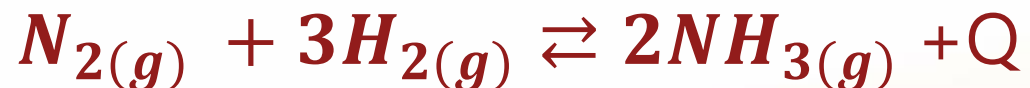
- I. Aumentar la temperatura del sistema.
- II. Disminuir el volumen del sistema.
- III. Agregar un catalizador.

A) Solo I B) II y III C) Solo II D) I y II E) I y III

Rpta: C

PREGUNTA 07

El proceso Haber – Bosch es utilizado para producir amoníaco a nivel industrial mediante la siguiente reacción:



Mediante las siguientes acciones, indique hacia donde se desplaza el equilibrio:

- I. disminuye la temperatura del sistema.
- II. aumenta la presión del sistema.
- III. aumenta la concentración del nitrógeno.

A) $\rightarrow$; $\rightarrow$; $\leftarrow$ B) $\leftarrow$; $\rightarrow$; $\rightarrow$ C) $\rightarrow$; $\rightarrow$; $\rightarrow$ D) $\leftarrow$; $\leftarrow$; $\rightarrow$ E) $\leftarrow$; $\leftarrow$; $\leftarrow$

Rpta: C

PREGUNTA 08

La materia orgánica al descomponerse produce diferentes gases, entre ellos CH_4 y H_2S , si en un experimento se atrapan estos gases en un recipiente a partir de la siguiente reacción en equilibrio:



Seleccione la alternativa que evidencie la acción para incrementar el porcentaje de producción de H_2 .

- A) Aumentar la presión del sistema.
- B) Disminuir la temperatura del sistema.
- C) Aumentar la concentración de CH_4 .
- D) Adicionar un catalizador.
- E) Disminuir la concentración de H_2S

Rpta: C



ce
pre
UNI

Química

ÁCIDOS Y BASES I

CICLO
Preuniversitario

2024-I



ÁCIDOS Y BASES - PROPIEDADES

Se reconoce a los ácidos y las bases por las siguientes propiedades generales.

ÁCIDOS

- ☐ Poseen sabor agrio y producen un ardor en la piel. (HCOOH de la ortiga, hormiga).
- ☐ Neutralizan a las bases o álcalis
- ☐ Disueltos en agua conducen la corriente eléctrica.
- ☐ Reaccionan con carbonatos (CO_3^{2-}) y bicarbonatos (HCO_3^-) produciendo dióxido de carbono gaseoso (CO_2).
- ☐ Reaccionan con metales activos como el **zinc**, **magnesio...**, liberando gas hidrogeno (H_2).
- ☐ $\text{Mg}_{(s)} + 2\text{HCl}_{(ac)} \rightarrow \text{MgCl}_{2(ac)} + \text{H}_{2(g)}$
- ☐ Cambian de color algunos indicadores como el papel de tornasol (de azul a rojo)

BASES

- ☐ Poseen sabor amargo como la leche de magnesia (hidróxido de magnesio).
- ☐ Neutralizan a los ácidos
- ☐ Disueltos en agua conducen la corriente eléctrica.
- ☐ Producen una sensación jabonosa o resbalosa al tacto.
- ☐ Generalmente las bases fuertes presentan iones hidróxidos (OH^-) en su formula química.
- ☐ **$\text{Mg}(\text{OH})_{2(s)}$, $\text{NaOH}_{(s)}$, $\text{KOH}_{(s)}$...**
- ☐ Cambian de color algunos indicadores como el papel de tornasol (de rojo a azul).

CONCEPTOS BÁSICOS

Ejemplos de ácidos y bases de la vida cotidiana

Ácido

Base

Limón



Leche de magnesia



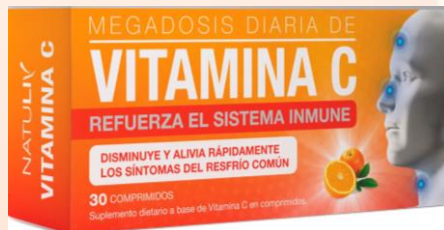
Ácido muriático



Lejía



Ácido
Ascórbico



Bicarbonato
de sodio



TEORIAS DE ÁCIDO-BASE

1. Teoría de Svante Arrhenius (1887)

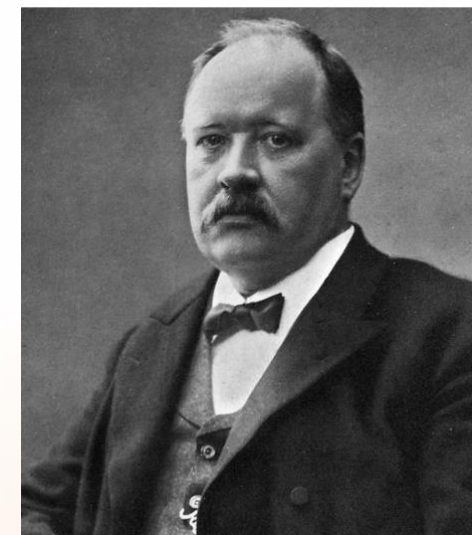
Ácido: Especie química que en solución acuosa produce o genera iones hidrógeno (H^+).



Base: Especie química que en solución acuosa produce o genera iones hidróxido (OH^-).



Nota: Según esta teoría una reacción ácido-base produce sal y agua.

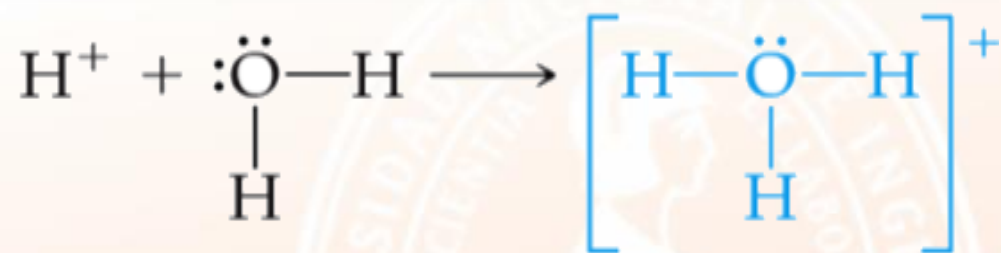


Svante Arrhenius
(Sueco) en 1909

Limitaciones a la teoría de Arrhenius

Define ácidos y bases solo en soluciones acuosas.

No existe en solución acuosa el ion H^+ aislado, su representación más frecuente es H_3O^+ .



Solo es válida para especies que presentan en su estructura grupos OH^- o H^+ disociados, por lo que especies como el $NaClO$, CH_4 , NH_3 , CH_3OH no son considerados en esta definición.

PREGUNTA 09

De los siguientes grupos de sustancias, indicar en que grupo existe un compuesto que no es considerado como ácido de Arrhenius:

- A) HCl , HNO_3 , CH_3COOH
- B) H_2SO_4 , NH_3 , HCl
- C) NH_4^+ , CH_3COOH , HNO_3
- D) HClO_4 , HF , HCl
- E) NH_4^+ , HCl , H_2SO_4

ce
pre
UNI**Rpta: B**

PREGUNTA 10

Respecto a las limitaciones de la teoría de Arrhenius, indique la alternativa correcta, después de analizar si la proposición es verdadera (V) o falsa (F), según corresponda:

- I. No explica el comportamiento ácido o básico de sustancias que sin tener hidrógeno (H^+) o grupos (OH^-) en su composición los produzcan al disolverse en agua.
- II. Limita el concepto de ácido y de base exclusivamente a disoluciones acuosas.
- III. No explica la posibilidad de realizar reacciones de neutralización en otros disolventes.

FFF

B) FVF

C) VFV

D) VFF

E) VVV

Rpta: E

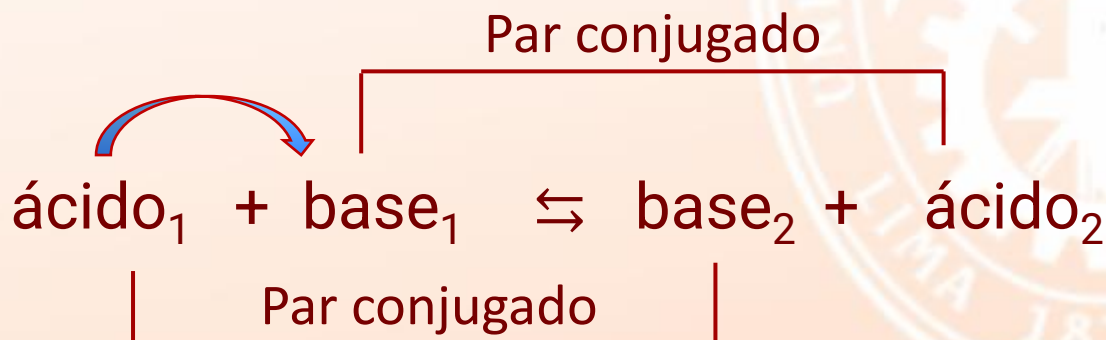
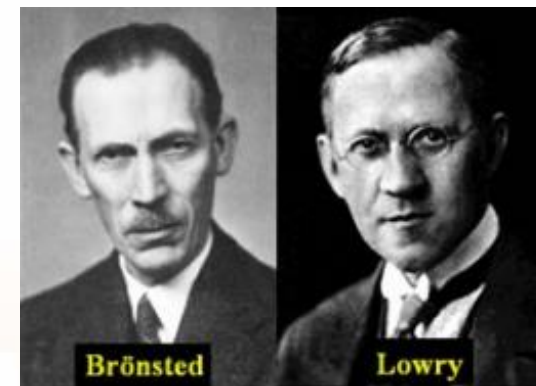
2. Teoría de Brönsted Lowry (1923)

Ácido: Toda especie química capaz de donar un protón (H^+) a otra especie química, formando una base conjugada.

Base: Toda especie química capaz de aceptar un protón (H^+), formando un ácido conjugado.

Brönsted-Lowry da importancia a la transferencia de protones.

También se aplica a reacciones que no se realizan en solución acuosa.



Pares conjugados

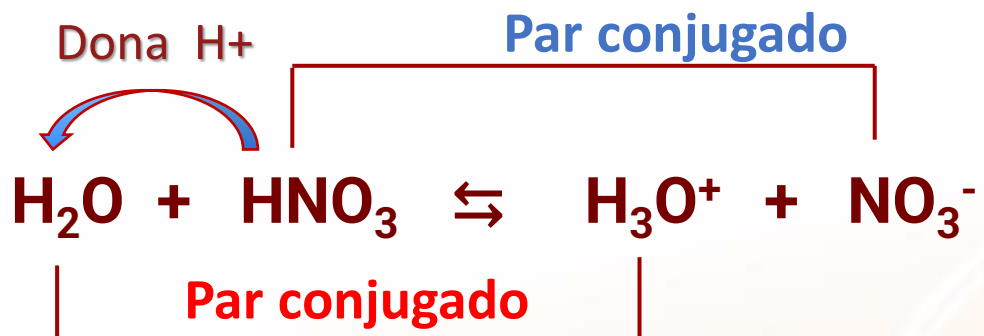
ácido_1
 ácido_2

base_2
 base_1

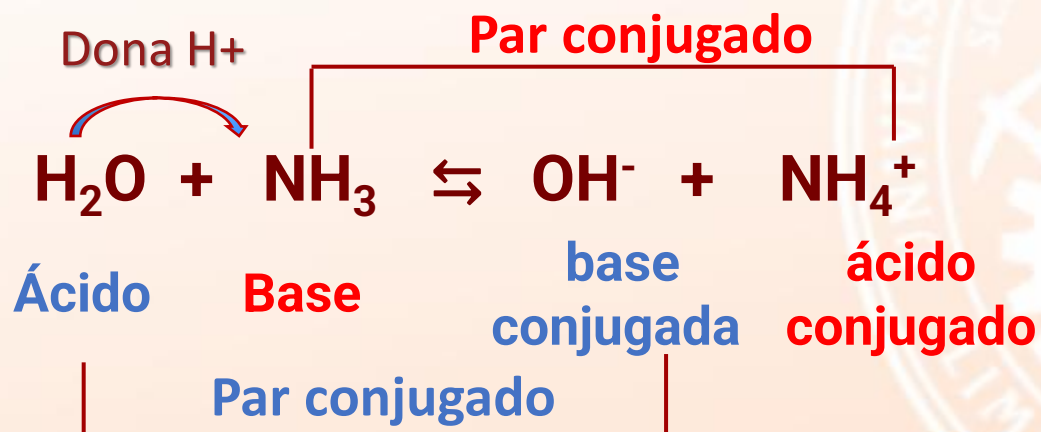
Los componentes de un par ácido base conjugado se diferencian en un protón y tienen fuerzas relativas opuestas

2. Teoría de Brønsted Lowry (1923)

Ejemplos:



Pares conjugados	
Ácido	base
HNO ₃	NO ₃ ⁻
H ₃ O ⁺	H ₂ O



Pares conjugados	
Ácido	base
H ₂ O	OH ⁻
NH ₄ ⁺	NH ₃

PREGUNTA 11

De acuerdo a la siguiente ecuación química



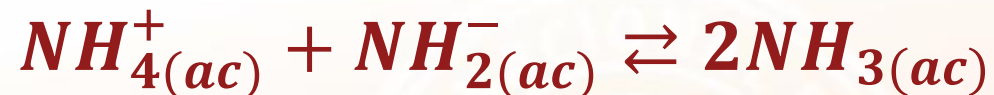
Identifique la alternativa correcta, según la teoría de Brönsted – Lowry.

- A) El HCN actúa como base.
- B) El CN^- es el ácido conjugado del OH^- .
- C) El agua actúa como ácido.
- D) El HCN gana un protón.
- E) El CN^- y el OH^- son pares conjugados.

Rpta: C

PREGUNTA 12

Respecto a la teoría ácido-base del Bronsted-Lowry, determine si cada enunciado es verdadero (V) o falso (F) en base a la siguiente reacción:



- I. El $NH_2^-(ac)$ actúa como base.
- II. El $NH_3(ac)$ es la base conjugada del $NH_2^-(ac)$.
- III. El $NH_4^+(ac)$ y $NH_2^-(ac)$ son pares conjugados ácido-base.

VFF

B) VVF

C) FVF

D) VFV

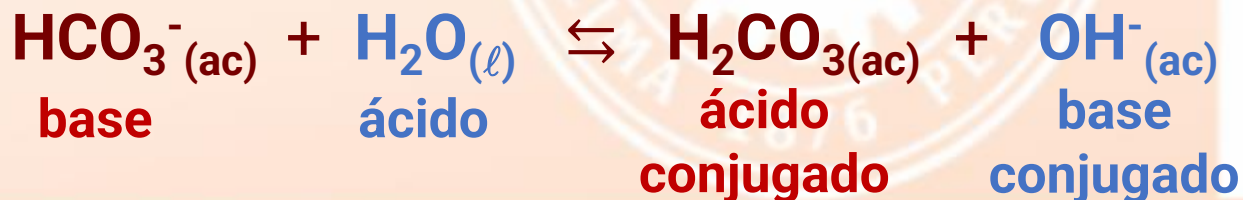
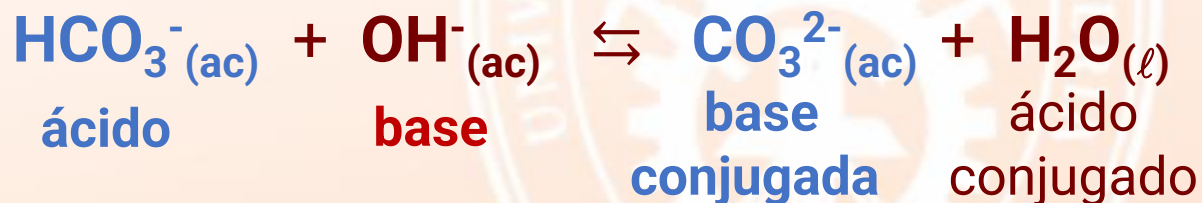
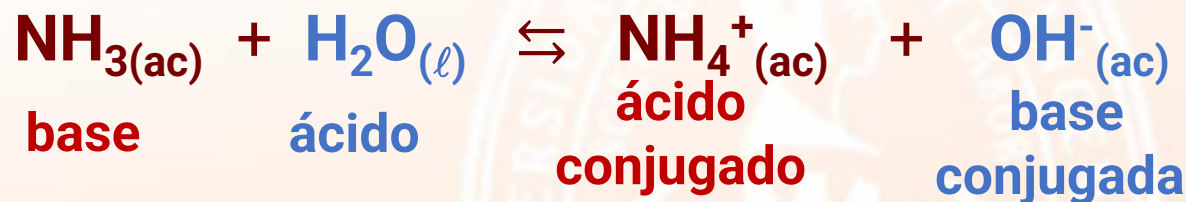
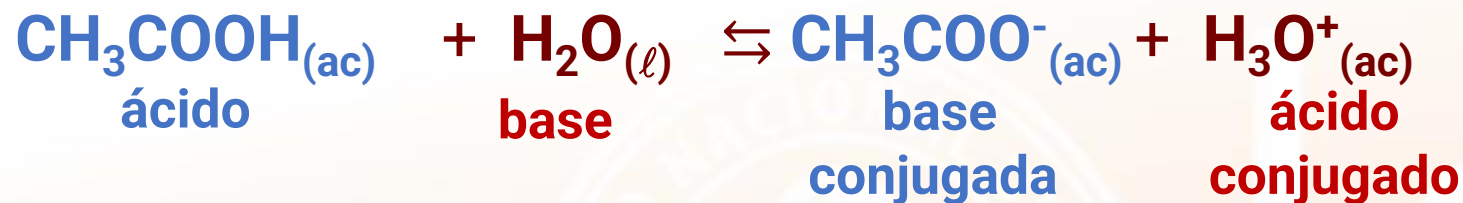
E) FFF

Rpta: B

Especie anfótera o anfiprótica

Especie química capaz de donar protones y aceptarlos. Se reconoce porque en unas reacciones se comporta como ácido y en otras como base.

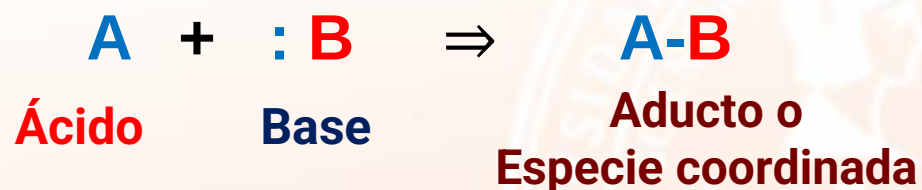
Ejemplos:



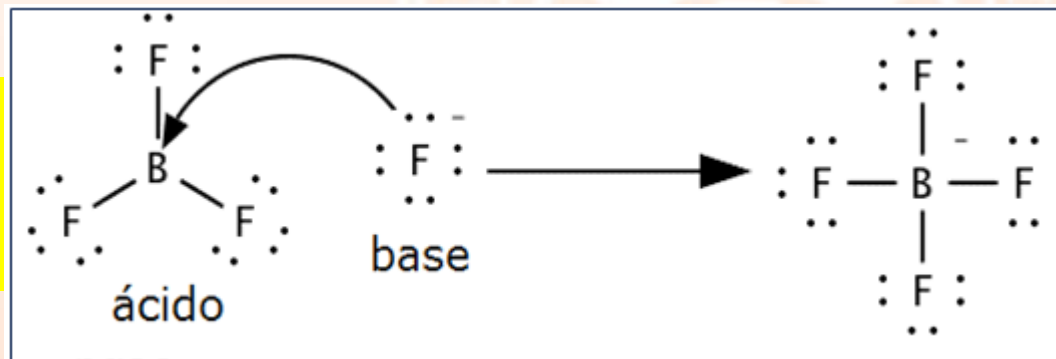
3. Teoría de Gilbert Newton Lewis (1923)

Ácido: Es toda especie química capaz de aceptar un par de electrones, por ejemplo: Cu^{2+} , BF_3 , SO_2 , SO_3 .

Base: Es toda especie química que puede donar un par de electrones, por ejemplo: Cl^- , NH_3 .



Reacción ácido-base de Lewis entre el BF_3 y el F^-



G.N. Lewis (EEUU) en la línea de vacío durante el trabajo en observaciones espectroscópicas

PREGUNTA 13

De acuerdo a las teorías ácido-base de Lewis señale las proposiciones correctas:

- I. El amoníaco (NH_3) es una base.
- II. El BH_3 es un ácido.
- III. La sustancia AlF_3 es un ácido.

A) Solo I B) Solo II C) I y II D) I, II y III E) I y III

Rpta: D