

Desplazamientos de equilibrio (Principio de Le Châtelier)

Tipos de ejercicios

Ejercicio 1: Cambio de concentración (añadir reactivo)

Reacción: $N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g), \Delta H < 0$

- En un recipiente a 400 K y volumen constante, el sistema está en equilibrio.
- Se añade más H_2 .

Pregunta: ¿Hacia dónde se desplaza el equilibrio?

Solución paso a paso:

1. Se aumenta la concentración de H_2 .
2. Según **Le Châtelier**, el sistema intenta **contrarrestar el cambio**, es decir, consume parte del H_2 añadido.
3. Por tanto, el equilibrio se desplaza **hacia los productos** (NH_3).

✓ Respuesta: Hacia la formación de NH_3 .

Ejercicio 2: Quitar producto

Reacción: $2SO_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2SO_3(g), \Delta H = -198 \text{ kJ/mol}$

- Se retira SO_3 del sistema en equilibrio.

Solución:

1. Se reduce la concentración de un producto.
2. El sistema intenta **producir más SO_3** para compensar.
3. Por tanto, el equilibrio se desplaza **hacia la derecha (productos)**.

✓ Respuesta: Hacia SO_3 .

Ejercicio 3: Aumento de volumen

Reacción:



- Se duplica el volumen del recipiente.

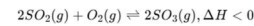
Solución:

1. Disminuye la presión total.
2. La reacción se desplaza hacia el **mayor número de moles de gas** (para aumentar presión).
 - Reactivos: 1 mol de N_2O_4
 - Productos: 2 moles de NO_2
3. Por tanto, el equilibrio se desplaza **hacia los productos** (NO_2).

✓ Respuesta: Hacia NO_2 .

Ejercicio 4: Disminución de volumen

Reacción:



- Se reduce el volumen a la mitad.

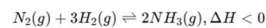
Solución:

1. Aumenta la presión.
2. El equilibrio se desplaza hacia el **lado con menos moles de gas**.
 - Reactivos: $2 + 1 = 3$ moles
 - Productos: 2 moles
3. Equilibrio se desplaza **hacia los productos**.

✓ Respuesta: Hacia SO_3 .

Ejercicio 5: Aumento de temperatura (reacción exotérmica)

Reacción:



- Se aumenta la temperatura.

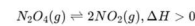
Solución:

1. La reacción es exotérmica (libera calor).
2. Aumentar la temperatura = añadir "producto calor".
3. El sistema se desplaza **en sentido endotérmico** (absorber calor), es decir, **hacia los reactivos**.

✓ Respuesta: Hacia $N_2 + H_2$.

Ejercicio 6: Disminución de temperatura (reacción endotérmica)

Reacción:



- Se baja la temperatura.

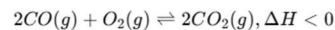
Solución:

1. La reacción es endotérmica (absorbe calor).
2. Bajar T = quitar calor → el sistema favorece la **reacción exotérmica inversa**.
3. Se desplaza **hacia N_2O_4** (reactivo).

✓ Respuesta: Hacia N_2O_4 .

Ejercicio 7: Adición de catalizador

Reacción:



- Se añade un catalizador de la reacción.

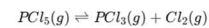
Solución:

1. El catalizador **no cambia K**.
2. Solo aumenta la velocidad de alcanzar el equilibrio.

✓ Respuesta: La posición del equilibrio **no cambia**.

Ejercicio 8: Eliminación parcial de reactivo

Reacción:



- Se retira parte de PCl_5 .

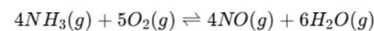
Solución:

1. Disminuir un reactivo → el sistema intenta **producir más reactivo**.
2. El equilibrio se desplaza **hacia la izquierda (reactivos)**.

✓ Respuesta: Hacia PCl_5 .

Ejercicio 9: Aumento de presión con gases

Reacción:



- Se comprime el sistema (volumen reducido a la mitad).

Solución:

1. Reactivos: $4 + 5 = 9$ moles
2. Productos: $4 + 6 = 10$ moles
3. El equilibrio se desplaza **hacia el lado con menos moles**, que son los **reactivos**.

✓ Respuesta: Hacia $NH_3 + O_2$.

Ejercicio 10: Aumento de temperatura (reacción endotérmica)

Reacción:



- Se aumenta la temperatura.

Solución:

1. La reacción es endotérmica.
2. Subir T = favorecer la **reacción que absorbe calor**.
3. Se desplaza **hacia los productos**.

✓ Respuesta: Hacia $CO + H_2$.