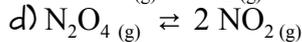
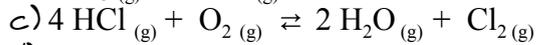
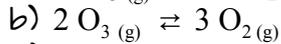
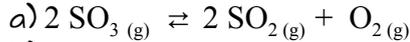
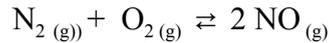


TUTORÍA QUÍMICA UPEM - SEMANA 4 - 3º Bachillerato - Profª Anarella Gatto

1. Escribe la expresión de la constante de equilibrio para las reacciones representadas por:



2. Una mezcla de dinitrógeno y dióxígeno reacciona a 1000 K. La ecuación representativa es:



En el equilibrio se obtienen 8,62 g de NO, 43,0 g de  $\text{N}_2$  y 48,4 g de  $\text{O}_2$  en un recipiente de 1 L. Calcula el valor de K a esa temperatura.

Recuerda que Molaridad se calcula:  $M = \frac{n \text{ soluto}}{V \text{ solución}}$

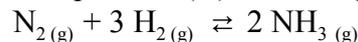
Siendo **n soluto** la cantidad química del soluto expresado en **mol**, y **V solución** el volumen de la solución expresado en **litros**, por lo tanto la unidad de la molaridad es **mol/L**.

3. Para el siguiente sistema K a 25°C es de 5,50:



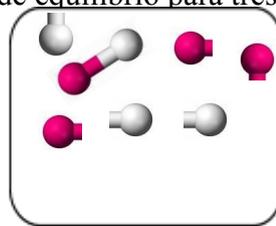
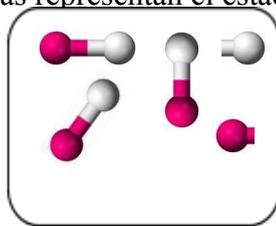
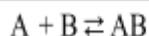
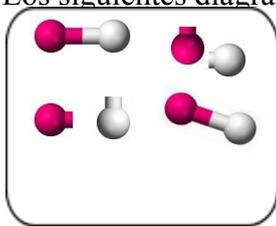
Si se colocan en un recipiente de un litro, 0,10 mol de pentacloruro de fósforo, 0,070 mol de tricloruro de fósforo y 0,070 mol de dicloro, todo en fase gaseosa. ¿Se encuentra el sistema en equilibrio? Si no es así ¿hacia dónde se desplazará la reacción neta?

4. Al principio de una reacción hay 0,249 mol de  $\text{N}_2$ ,  $3,21 \times 10^{-2}$  mol de  $\text{H}_2$  y  $6,42 \times 10^{-4}$  mol de  $\text{NH}_3$ , en un matraz de 3,50 L a 375 °C y la constante de equilibrio (K) a esa temperatura es de 1,2.



¿Se encuentra el sistema en equilibrio? Si no es así ¿hacia dónde se desplazará la reacción neta?

5. Los siguientes diagramas representan el estado de equilibrio para tres reacciones diferentes:



a- ¿Cuál reacción tiene la constante de equilibrio mayor?

b- ¿Cuál reacción tiene la constante de equilibrio menor?

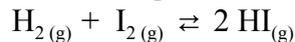
6. Para cada una de estas reacciones, completá el cuadro con los valores de concentración una vez alcanzado el equilibrio:

$a) 2 \text{CO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{CO}_2(\text{g})$			
[ ] <sub>i</sub>	0,01 M	0,2 M	-
[ ] <sub>eq</sub>			

$b) \text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3(\text{g})$			
[ ] <sub>i</sub>	0,1 M	0,1 M	-
[ ] <sub>eq</sub>			

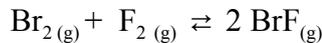
$c) 2 \text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$			
[ ] <sub>i</sub>	-	-	0,3M
[ ] <sub>eq</sub>			

7. Una mezcla de 0,500 mol de H<sub>2</sub> y 0,500 mol de I<sub>2</sub>, se coloca en un recipiente de acero inoxidable de 1,00 L a 430 °C. K es de 54,3 a esa temperatura. Calcular las concentraciones de todas las especies en el equilibrio.



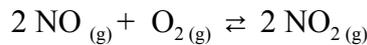
Recuerda  
 $x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}$   
 Si  $ax^2 + bx + c = 0$

8. La K para la reacción:



es de 54,7. Si las concentraciones iniciales son de 0,250 mol/L para ambos reactivos, calcula las concentraciones de todas las especies en el equilibrio.

9. Considera el siguiente sistema e indica hacia dónde se dirige la reacción neta, frente a los cambios propuestos:



a) Disminución de la [NO]

b) Aumento en la [NO<sub>2</sub>]

c) Aumento de la presión del sistema.

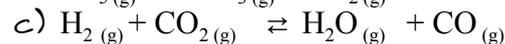
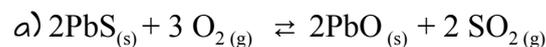
10. Sea el sistema:



Completá el siguiente cuadro:

¿Qué efecto tendrá...	sobre...	Respuesta
aumentar la presión	la [CO]	
disminuir la [Cl <sub>2</sub> ]	la [COCl <sub>2</sub> ]	
disminuir la [Cl <sub>2</sub> ]	la [CO]	
aumentar la [Cl <sub>2</sub> ]	el valor de K	

11. Para cada uno de los siguientes sistemas en equilibrio, considera la dirección de la reacción neta en cada caso al aumentar la presión del sistema a T cte:



12. Considerar el siguiente proceso en equilibrio:



¿Qué ocurre si:

- ↳ la mezcla de reacción aumenta su temperatura a volumen constante?
- ↳ el gas N<sub>2</sub>F<sub>4</sub> se retira de la mezcla de reacción a T y V cte?
- ↳ se disminuye la presión a T cte?
- ↳ se retira NF<sub>2</sub> a T y V cte?

Créditos:

- Referencias bibliográficas:

- Alegría, M., Franco, R., Jaul, M. y Morales, E. (2007). *Química. Estructura, comportamiento y transformaciones de la materia*. Buenos Aires, Argentina: Santillana
- Atkins, P. y Jones, L. (2005). *Principios de Química*. (3era edición). Editorial Panamericana.
- Chang, R. (2007). *Química*. (9na edición). Mc Graw Hill.
- Masterton, W. y Hurley, C. (2004). *Principios y reacciones*. (4ta edición). Madrid, España: Thomson.