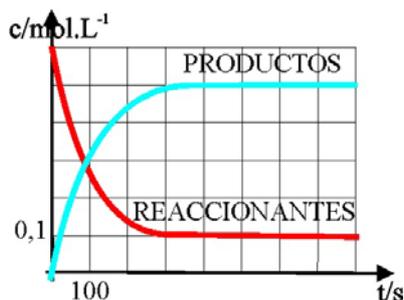


TEST DE EQUILIBRIO QUÍMICO I



1*. En las reacciones de primer orden, dado que $v = -dc/dt$ (el signo menos indicará disminución de la concentración con la velocidad), y $v = kc$, la función que representa la variación de la concentración de los reaccionantes y de los productos de reacción con el tiempo, es una curva, tal como la de la figura. Sin embargo, experimentalmente se demuestra, que en las reacciones reversibles, al cabo de cierto tiempo, la concentración se va a mantener constante. Esto quiere decir que:

- La velocidad de reacción es cero*
- La reacción terminó*
- La velocidad con que se gastan los reaccionantes es igual a la de su formación*
- Se ha alcanzado un estado de equilibrio*
- No se obtiene más rendimiento en la reacción*

2. En 1801, en “Investigaciones sobre las leyes de la afinidad”, el francés Berthollet, explica el efecto masa, a través del cual, al aumentar la concentración se producía una reacción mas completa, pero hasta un punto en el que los productos finales producen los iniciales alcanzándose un estado de equilibrio. Esta es la primera referencia a la ley que rige actualmente los procesos reversibles. Este estado de equilibrio se caracterizará por:

- El aumento continuado de la concentración de los productos*
- La disminución permanente de la concentración de los reaccionantes*
- La igualdad en las concentraciones de los reaccionantes y de los productos*
- La constancia de las concentraciones al cabo de determinado tiempo*

3. 60 años mas tarde de la publicación de los trabajos de Berthollet, otro francés de apellido parecido Berthelot, junto con Saint Gilles, estudia el proceso de esterificación, en el cual alcohol+ ácido produce éster + agua, indicando que “la cantidad de éster formado es proporcional al producto de las sustancias reaccionantes e inversamente proporcional al volumen”. Sin embargo al no considerar la reacción inversa, no pudieron materializar la:

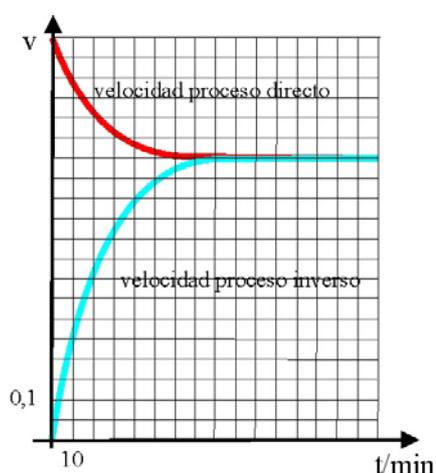
- Ley del equilibrio químico*
- Ley de conservación de la masa*
- Ley de la constancia de las concentraciones*
- Ley de los volúmenes constantes*

4. Ya en 1850, Williamson, había observado que en la reacción de esterificación del ácido acético con etanol, se alcanzaba un estado tal, que al modificar la concentración de alguno de los integrantes en la misma, ella misma modificaba los demás, concibiendo que se había alcanzado un estado de equilibrio dinámico. 14 años después, dos profesores de química de la universidad de Cristianía (actualmente Oslo), Cato Guldberg, de Matemáticas y Peter Waage de Química, cuñados, establecieron que las velocidades de la reacción directa e inversa eran proporcionales a las masas activas, y de su igualdad, dedujeron una ley que se denominó, de:

- las proporciones definidas*
- acción de masas*
- las proporciones múltiples*
- constancia de las velocidades*

5*. El 11 de marzo de 1864, los profesores Guldberg y Waage, de matemáticas y química respectivamente, de la universidad de Cristianía (actualmente Oslo), publicaron un trabajo con el título de “Ley de acción de masas”, que pasó desapercibido hasta que en 1867 se tradujo al francés. Suponían una reacción de doble desplazamiento $A + B = A' + B'$ (lo aplicaron al sulfato bórico con carbonato potásico), siendo sus concentraciones respectivas (que llamaron masas activas) p , q , p' y q' , de ese modo las “fuerzas de afinidad” entre A y B eran iguales a kpq , siendo k un llamado coeficiente de afinidad, mientras que las fuerzas opuestas que causaban la regeneración de A y B , lo eran a $k'p'q'$, en consecuencia llegaba un punto en el que ambas fuerzas eran iguales, produciéndose un equilibrio en el cual la relación entre las masas activas (actualmente concentraciones o actividades) intervinientes:

- Era un cociente de coeficientes
- Tendía a cero
- Era constante
- Tendía a la unidad



6*. Lemoine en 1877, y después Bodenstein, estudiaron la reacción entre el yodo y el hidrógeno para formar yoduro de hidrógeno en fase gaseosa. El estudio gráfico de la variación de la velocidad con el tiempo para los dos procesos, el directo con formación de yoduro de hidrógeno y el inverso con la descomposición del mismo, es el que se presenta. En dichas gráficas observamos que al cabo de un tiempo t , la velocidad v_1 , que corresponde a la formación del producto (reacción directa), es igual en módulo, a la velocidad v_2 , con que se vuelven a formar los reaccionantes gastándose los productos (reacción inversa). Ello te permitirá asegurar que en dicho proceso:

- $v_1 = v_2$
- El cociente de las concentraciones de productos y reaccionantes es una constante K
- Al cabo de 80 minutos se alcanza el estado de equilibrio que ya no depende del tiempo
- La constante K solo depende de P , V y T

7. La constante de equilibrio según la ley de acción de masas tal como fue definida por Guldberg y Waage, vendrá expresada en:

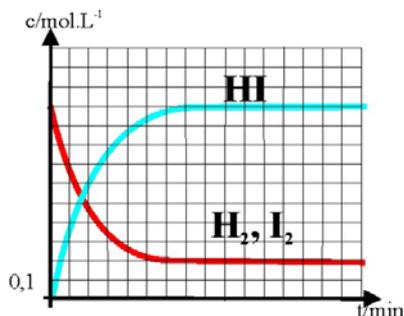
- moles/litro
- moles/litro.segundo
- atmósferas
- es adimensional
- moles.atmósfera/litro

8*. Inicialmente el equilibrio se estudió en sistemas líquidos tales como la reacción de esterificación. Va a ser Van't Hoff, en 1886, el que suponiendo que en un sistema gaseoso en equilibrio los componentes se comportan como gases ideales, determine una constante de equilibrio en función de las presiones parciales que ejercerían los gases producto de la reacción y los reaccionantes. Dicha constante K_p , está relacionada con K_c a través de:

- La ecuación de los gases ideales
- El incremento de moles entre los productos y los reaccionantes
- La temperatura del sistema en equilibrio y el incremento de moles entre productos y reaccionantes
- La presión que se ejerce en el equilibrio

9. El prefijo et que en la nomenclatura orgánica se le asigna a todos los compuestos que tienen 2 carbonos, proviene de lo que ahora conocemos como éter, antes aceite dulce de vitriolo, descubierto ya en 1540, por Valerio Cordus, dada su inflamabilidad y facilidad para arder (aither es arder en griego). Aither, generó éter y de ahí etílico, alcohol con dos carbonos, que generalizó el et para compuestos orgánicos dos carbonos. Si mezclamos 1 mol de etílico, con otro de etanoico, repitiendo la tan estudiada reacción prototipo de esterificación, de Williamson, Berthelot y Gilles y la mezcla en equilibrio contiene 2/3 de mol de éster y otro tanto de agua, podrás afirmar que la constante de equilibrio a esa temperatura será:

- a) 1/4 b) 2/3 c) 1 d) 4



10. El gráfico dado refleja la variación de las concentraciones de los integrantes en la síntesis del yoduro de hidrógeno en fase gaseosa. Si para obtenerlo hemos introducido 1 mol de yodo y otro de hidrógeno en un balón de 1 litro y hemos calentado hasta 100°C, dirás si observas con cuidado la gráfica que K_c vale:

- a) 40 b) 64 c) 0,025 d) 25

11. Si en un proceso $A + B = C + D$, te dicen que la constante de equilibrio K_c , es 1, puedes interpretarlo como que:

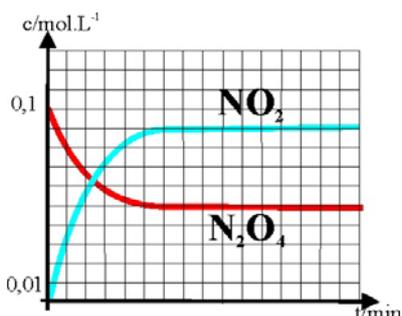
- a) La cantidad de producto obtenida al final es igual a la inicial
 b) Hay igual número de moles al final que al principio
 c) El producto de la concentración de A y B, es igual al C y D
 d) El rendimiento de la reacción es del 50%

12. K_c será igual a K_p :

- a) En todos los equilibrios en disolución
 b) Cuando valga 1
 c) Siempre que el número de moles de los productos sea igual al de los reaccionantes
 d) a 0°

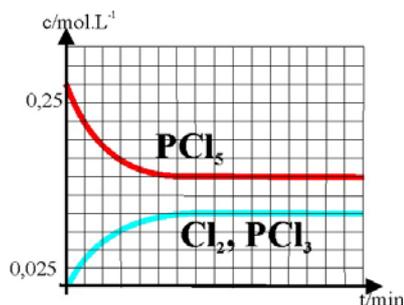
13*. Muchas veces habrás observado que K_p es menor que K_c , esto solo ocurre si:

- a) Los moles de los productos son más que los moles de los reaccionantes
 b) Los moles de los productos son menos que los moles de los reaccionantes
 c) La temperatura absoluta es muy baja y el número de moles de los productos es mayor que el de los reaccionantes
 d) La temperatura absoluta es muy baja y el número de moles de los productos es menor que el de los reaccionantes



13. Antiguamente la mezcla del tetraóxido de dinitrógeno, y el dióxido en equilibrio fue llamada por el inglés Graham que la estudió, peróxido de nitrógeno, creyendo que se trataba de un único compuesto. El gráfico dado refleja la variación de las concentraciones de los integrantes en la descomposición del tetraóxido de dinitrógeno en el dióxido correspondiente en fase gaseosa. Si para obtenerlo hemos introducido 0,1 moles de tetraóxido en un balón de 10 litros y hemos calentado hasta 350K, dirás si observas con cuidado la gráfica que K_p vale aproximadamente:

- a) 4,6 b) 6,4 c) 0,025 d) 2



14. El pentacloruro de fósforo fue descubierto por el inglés Davy en 1810, pero su disociación por encima de los 300°C, solo fue conocida por Wurtz, 60 años después. El gráfico dado refleja la variación de las concentraciones de los integrantes en la descomposición del pentacloruro de fósforo en tricloruro y cloro en fase gaseosa. Si para obtenerlo hemos introducido 2,5 moles de pentacloruro en un balón de 10 litro y hemos calentado hasta 543K, dirás si observas con cuidado la gráfica que el grado de disociación α vale:

- a) 0,4 b) 0,6 c) 0,8
 mientras que K_p vale aproximadamente
 a) 4 b) 3 c) 0,5

15*. En un proceso en equilibrio $A(g) + B(g) \rightleftharpoons 2C(g)$, a 500K, en un recipiente de 10L, los moles iniciales de A y B fueron respectivamente 3 y 1 moles y en el equilibrio se encontró que el número de moles de C es la mitad que de B. Por todo ello podrás asegurar que

- a) La concentración en el equilibrio de A es $0,28 \text{ mol.L}^{-1}$
 b) La concentración en el equilibrio de C es de $0,2 \text{ mol.L}^{-1}$
 c) K_c vale 0,071
 d) K_p vale 0,036

DATOS: $R=0,082 \text{ atm.L K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$

16*. En el proceso en equilibrio $A(g) + 2B(g) \rightleftharpoons C(g)$, a 500K, en un recipiente de 10L, los moles iniciales de A y B fueron respectivamente 2 y 1 moles y en el equilibrio se encontró que el número de moles de C es el doble que de B. Por todo ello podrás asegurar que

- a) La concentración en el equilibrio de A es $0,16 \text{ mol.L}^{-1}$
 b) La concentración en el equilibrio de B es de $0,2 \text{ mol.L}^{-1}$
 c) K_c vale 625
 d) K_p vale 0,036

DATOS: $R=0,082 \text{ atm.L K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$

17*. En el equilibrio en estado gaseoso $A+B \rightleftharpoons 2AB$, teniendo en cuenta que los coeficientes estequiométricos coinciden con los cinéticos, si introduces un mol de A, otro de B, en un recipiente de 1 litro, calentando hasta la temperatura necesaria para que K_c sea 45,9, podrás afirmar que:

- a) La reacción directa es de primer orden
 b) La reacción indirecta es de segundo orden
 c) K_p deberá ser igual a K_c
 d) La concentración final de AB será de 1,54 moles/litro
 e) La concentración final de B, será de 0,23 moles/litro

18*. En una vasija de 10 litros se introducen 5 moles de tetraóxido de dinitrógeno (g) y se cierra herméticamente. Se calienta hasta 700K, aumentando la presión debido a la disociación térmica, en dióxido de nitrógeno, hasta alcanzar en el equilibrio 30 atm. Según eso podrás asegurar que:

- a) El grado de disociación del tetraóxido de dinitrógeno es del 45%
 b) La presión parcial del dióxido de nitrógeno en el equilibrio es 2,58 atm
 c) K_p vale 0,247
 d) Si se duplica la presión, el grado de disociación valdría 0,32%

19*. Una mezcla gaseosa que está constituida inicialmente por 4 moles de yodo y 1 de hidrógeno, se calienta hasta 700K, alcanzando el equilibrio cuando se han formado 1,95 moles de yoduro de hidrógeno. Por todo ello podrás afirmar que:

a) $K_c = K_p = 53,4$

b) Si se partiera de 4 moles de hidrógeno y uno de yodo, la composición final sería la misma

c) El en caso anterior se obtendría prácticamente la misma cantidad de yoduro de hidrógeno

d) Prácticamente se invertirían las composiciones finales de yodo e hidrógeno al invertirse las iniciales

20*. Una de las reacciones estudiadas desde hace mas tiempo es la llamada “reacción del gas de agua”: $\text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g}) \leftrightarrow \text{CO}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$, en la cual se obtiene una mezcla en equilibrio de hidrógeno, óxidos de carbono en un ambiente húmedo. Si al mezclar inicialmente 49,3 moles de CO_2 y 50,7 moles de H_2 a 1000K, se encuentra una composición en el equilibrio de 21,4 moles de CO_2 , 22,8 moles de H_2 , 27,9 moles de CO y 27,9 moles de H_2O , sin embargo si se partiera de 60 moles de CO_2 y 40 de H_2 , podrás asegurar que la mezcla obtenida:

a) Tiene menos cantidad de monóxido de carbono

b) Tiene más cantidad de vapor de agua

c) Tiene la misma K_c

d) Deja un % de hidrógeno del 17,7%