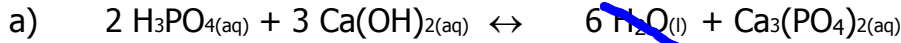
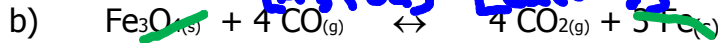


## Les problèmes d'équilibre chimique

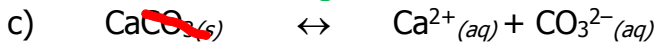
1. Pour chaque réaction écrivez l'expression de l'équilibre.



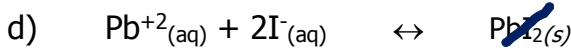
$$K_{eq} = \frac{[\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2]}{[\text{H}_3\text{PO}_4]^2 [\text{Ca}(\text{OH})_2]^3}$$



$$K_{eq} = \frac{[\text{CO}_2]^4}{[\text{CO}]^4}$$



$$K_{eq} = [\text{Ca}^{2+}][\text{CO}_3^{2-}]$$



$$K_{eq} = \frac{1}{[\text{Pb}^{2+}][\text{I}^{-}]^2}$$

2. Qu'est-ce que c'est l'équilibre chimique ? lorsque le rythme de formation de produits égal la vitesse de formation des réactifs.

3. Soit la réaction;  $\text{A} + \text{B} \leftrightarrow \text{C}$

a) On commence avec les concentrations initiales de A et B. Selon la théorie cinétique moléculaire, expliquez ce qui se produit lorsque la réaction procède vers l'équilibre. (collisions,  $V_{rxD}$  et  $V_{rxI}$ , les concentrations)

**Notes P.3**

- Initialement... les [A] et [B] sont au max donc la  $V_{rxD}$  est au max. Il n'y a pas de produits [C] donc  $V_{rxI}$  est nulle.
- Vers l'éq... [A] et [B] ↓ donc  $V_{rxD}$  ↓ ... [C] ↑ et  $V_{rxI}$  ↑
- A l'éq... Quand  $V_{rxD} = V_{rxI}$  nous sommes à l'éq et les vitesses demeurent constantes.

b) Quelles sont les conditions nécessaires pour atteindre l'équilibre?

- P.4**
- système fermé
  - Réaction réversibles
  - Temp. const.
  - Pression const.
  - Conc. constantes
  - Propriétés Macroscopique constante.

4. Trois réactions possèdent les constantes d'équilibre suivantes;  $K_{eq} = 0,05$   $K_{eq} = 2,0$  et  $K_{eq} = 10,0$ . Laquelle des réactions favorise plus la formation des produits. Expliquez.

Si  $K_{eq} < 1$  la Rx tend est favorisée. On favorise les Réactifs  
 Si  $K_{eq} > 1$  la Rx tend est favorisée. On favorise les Produits

5. Soit la réaction;  $A_{(s)} + 2B_{(aq)} \leftrightarrow C_{(aq)} + 2D_{(aq)}$

À l'équilibre il y a 2 moles de A, 3 moles de B, 2 moles de C et 4 moles de D dans un volume de 500 ml. Calcule la constante d'équilibre.

$$K_{eq} = \frac{[C][D]^2}{[B]^2} = \frac{4 \cdot 8^2}{6^2} = 7,1$$

$$[B] = \frac{3 \text{ moles}}{0,5 \text{ L}} = 6 \text{ M}$$

$$[C] = \frac{2 \text{ moles}}{0,5 \text{ L}} = 4 \text{ M}$$

$$[D] = \frac{4 \text{ moles}}{0,5 \text{ L}} = 8 \text{ M}$$

6. Soit la réaction;  $C_{(aq)} + D_{(aq)} \leftrightarrow 2E_{(aq)} + 4F_{(aq)}$

Initialement il y a 0,2 moles de C et 0,3 moles de D dans 2L. À l'équilibre il y a 0,05 moles de E. Calcule la constante d'équilibre.

|   | $C_{(aq)}$ | $D_{(aq)}$ | $2E_{(aq)}$ | $4F_{(aq)}$ |
|---|------------|------------|-------------|-------------|
| I | 0,1 M      | 0,15 M     | 0           | 0           |
| R | -x         | -x         | +2x         | +4x         |
| E | 0,0875 M   | 0,1375     | 0,025 M     | 0,05        |

$$0 + 2x = 0,025 \text{ M}$$

$$x = 0,0125$$

$$K_{eq} = \frac{[E]^2 [F]^4}{[C] [D]}$$

$$K_{eq} = \frac{(0,025)^2 (0,05)^4}{(0,0875)(0,1375)}$$

$$K_{eq} = 3,25 \times 10^{-7}$$

7. Soit la réaction;  $A_2B_3(s) \leftrightarrow 2A^-(aq) + 3B^+(aq)$

À l'équilibre on retrouve 0,04 moles de  $A^-$  dans 1 litre. Calcule la constante d'équilibre.



|   | $A_2B_3(s)$ | $2A^-(aq)$ | $3B^+(aq)$ |
|---|-------------|------------|------------|
| I | solide      | 0          | 0          |
| R |             | +2x        | +3x        |
| E |             | 0,04       | 0,06       |

$$0 + 2x = 0,04$$

$$x = 0,02 \text{ M}$$

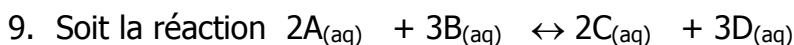
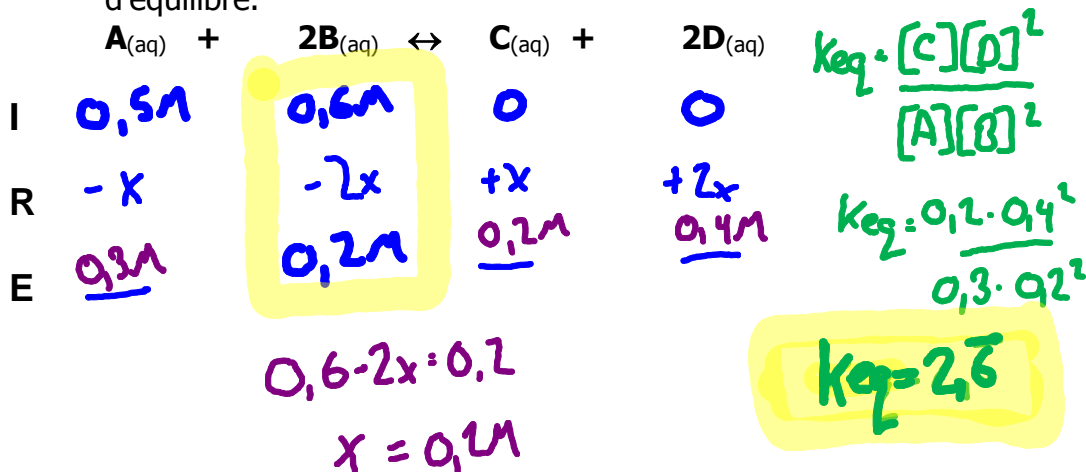
$$K_{eq} = [A^-]^2 [B^+]^3$$

$$= 0,04^2 \cdot 0,06^3$$

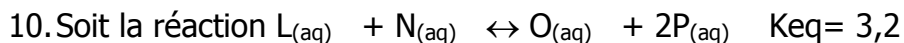
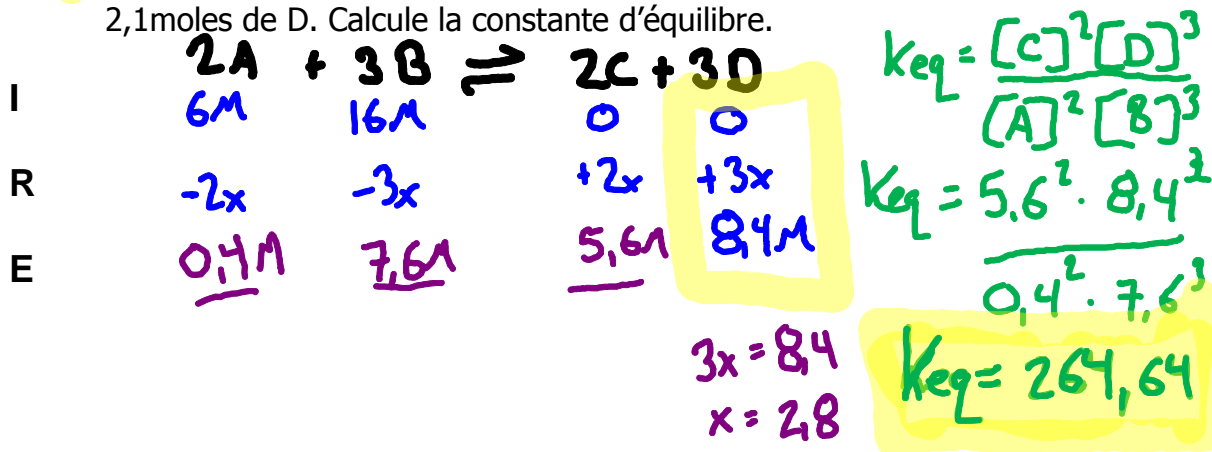
$$= 3,456 \times 10^{-7}$$



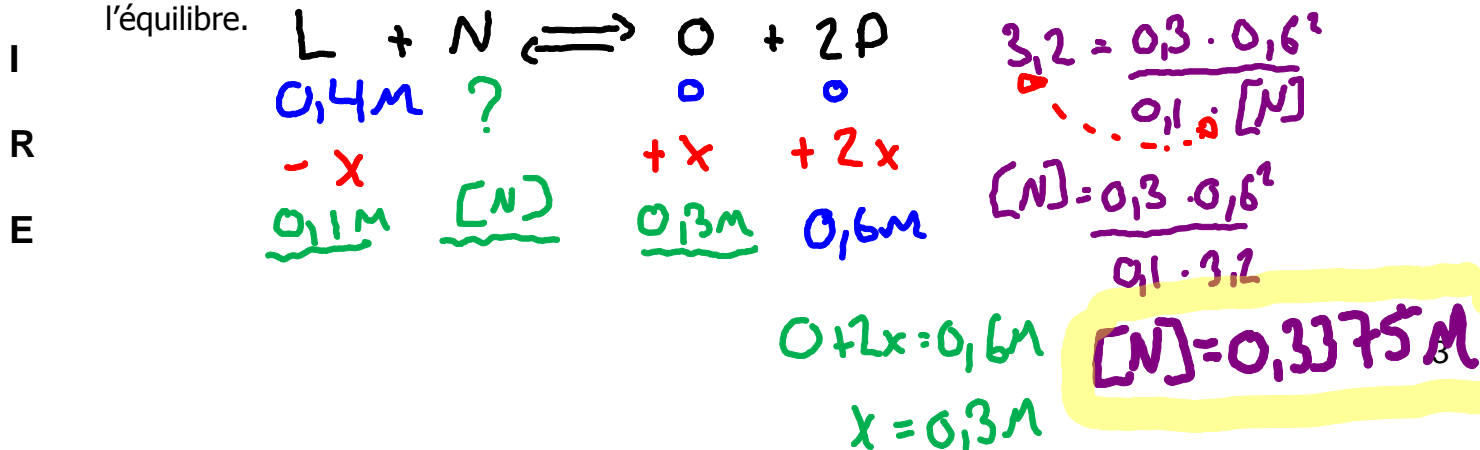
Initialement il y a 0,5M de A et 0,6M de B. À l'équilibre il y a 0,2M de B. Calcule la constante d'équilibre.



Initialement il y a 1,5moles de A et 4moles de B dans un volume de 250 ml. À l'équilibre il y a 2,1moles de D. Calcule la constante d'équilibre.



Initialement il y a 0,4M de L et à l'équilibre il y a 0,6M de P. Calcule les concentrations à l'équilibre.



11. Soit la réaction suivante;  $BaCl_{2(s)} \leftrightarrow Ba^{2+}_{(aq)} + 2Cl^{-}_{(aq)}$

Calcule les concentrations à l'équilibre si la  $K_{eq} = 2 \times 10^{-4}$ .

**I**  
**R**  
**E**

$BaCl_{2(s)} \leftrightarrow Ba^{2+}_{(aq)} + 2Cl^{-}_{(aq)}$

$K_{eq} = \frac{[Ba^{2+}][Cl^{-}]^2}{[BaCl_2]}$

$2 \times 10^{-4} = x \cdot (2x)^2$

$2 \times 10^{-4} = 4x^3$

$0,00005 = x^3$

$0,036811 = x$

Initial concentrations:  $Ba^{2+} = 0$ ,  $Cl^{-} = 0$   
 Change:  $+x$ ,  $+2x$   
 Equilibrium:  $x = 0,03684M$ ,  $2x = 0,07368M$

12. Soit la réaction  $A_{(aq)} + 2B_{(aq)} \leftrightarrow C_{(aq)}$   $K_{eq} = 8$

À l'équilibre la concentration de A est trois fois celle de B et la concentration de C est le double de A.

**I**  
**R**  
**E**

$A + 2B \rightleftharpoons C$

$K_{eq} = \frac{[C]}{[A][B]^2}$

$8 = \frac{[6n]}{[3n][n]^2}$

$8 = \frac{6n}{3n \cdot n^2}$

$8 = \frac{2}{n^2}$

$8n^2 = 2$

$n^2 = \frac{1}{4}$

$n = 0,5$

Initial concentrations:  $A = 3n = 1,5M$ ,  $B = n = 0,5M$ ,  $C = 6n = 3M$

13. Soit la réaction  $A_{(aq)} + 2B_{(aq)} \leftrightarrow C_{(aq)} + 3D_{(aq)}$   $K_{eq} = 0,5$

À l'équilibre on retrouve deux fois plus de B que de A et deux fois plus de C que de A.

a) Comment est-ce qu'on détermine l'expression pour la concentration de D? (L'expression pour D est l'erreur le plus commun dans cette section!)

**D est le triple de C!**  $K_{eq} = \frac{C \cdot D^3}{A \cdot B^2}$

b) Calcule les concentrations à l'équilibre.

**I**  
**R**  
**E**

$A + 2B \rightleftharpoons C + 3D$

$0,5 = \frac{(2n)(6n)^3}{n \cdot (2n)^2}$

$0,5 = \frac{432n^4}{4n^3}$

$0,5 = 108n$

$0,00463 = n$

Initial concentrations:  $A = n = 0,0043n$ ,  $B = 2n = 0,00926n$ ,  $C = 2n = 0,00926n$ ,  $D = 6n = 0,02718n$

14. Soit la réaction  $A_{(aq)} + 2B_{(aq)} \leftrightarrow C_{(aq)}$

$K_{eq} = 2,4 \times 10^{-2}$

Initialement on a 0,1 moles de A et à l'équilibre il y a 0,04 moles de C dans 0,5L. Calcul les concentrations à l'équilibre.

|   |            |   |                   |                   |            |
|---|------------|---|-------------------|-------------------|------------|
| I | $A_{(aq)}$ | + | $2B_{(aq)}$       | $\leftrightarrow$ | $C_{(aq)}$ |
|   | 0,2M       |   | ?                 |                   | 0          |
| R | -X         |   | +2x               |                   | +X         |
| E | 0,12M      |   | (B) <sub>eq</sub> |                   | 0,08M      |

$K_{eq} = \frac{[C]}{[A][B]^2}$

$2,4 \times 10^{-2} = \frac{0,08}{0,12 \cdot (B)^2}$

$(B)^2 = \frac{0,08}{0,12 \cdot 2,4 \times 10^{-2}}$

$[B] = 5,27M$

$X = 0,08M$

Type IV

15. Comment est-ce que le quotient d'équilibre nous permet de déterminer la direction de la réaction?

Q : le rapport de P à R initialement.  $\frac{P}{R} \dots$

Si  $K_{eq} < Q$  ... Trop de Prod. Rx Indirecte

Si  $K_{eq} > Q$  ... Trop de Réac. Rx Directe

16. Soit la réaction  $A_{(aq)} + 2B_{(aq)} \leftrightarrow C_{(aq)} + 2D_{(aq)}$   $K_{eq} = 0,25$

On introduit 0,6M de A, 0,3M de B, 0,8M de C et 0,2M de D. Dans quelle direction est-ce que la réaction procède-t-elle?

|   |            |   |             |                   |            |   |             |
|---|------------|---|-------------|-------------------|------------|---|-------------|
| I | $A_{(aq)}$ | + | $2B_{(aq)}$ | $\leftrightarrow$ | $C_{(aq)}$ | + | $2D_{(aq)}$ |
|   | 0,6M       |   | 0,3M        |                   | 0,8M       |   | 0,2M        |
| R | +X         |   | +2x         |                   | -X         |   | -2x         |
| E |            |   |             |                   |            |   |             |

$Q = \frac{[C] \cdot [D]^2}{[A] [B]^2} = \frac{[0,8] [0,2]^2}{[0,6] [0,3]^2}$

$= 0,59$

$K_{eq} < Q$  La Rx Indirecte est favorisée.

Type V

17. Soit la réaction;  $H_{2(g)} + I_{2(g)} \leftrightarrow 2HI_{(g)}$   $K_{eq} = 6$

Calcule les concentrations à l'équilibre si les concentrations initiales des deux réactifs sont 0,4M.

Racine

|   |       |       |     |
|---|-------|-------|-----|
| I | 0,4M  | 0,4M  | 0   |
| R | -x    | -x    | +2x |
| E | 0,4-x | 0,4-x | 2x  |

$\sqrt{6} = \frac{\sqrt{(2x)^2}}{\sqrt{(0,4-x)(0,4-x)}}$

$2,45 = \frac{2x}{0,4-x}$

$2,45(0,4-x) = 2x$

$0,9798 - 2,45x = 2x$

$0,9798 = 4,45x$

$0,22M = x$

$[H_2] = 0,18M$

$[I_2] = 0,18M$

$[HI] = 0,44M$

Ex. 18

18. Soit la réaction;  $H_2(g) + I_2(g) \leftrightarrow 2HI(g)$   $K_{eq} = 1,4$   
 Initialement il y a 0,2M de  $H_2$ , 0,3M de  $I_2$ , et 0,1M de  $HI$ .

a) Indiquez la direction de la réaction.

|   |          |   |          |                   |          |
|---|----------|---|----------|-------------------|----------|
|   | $H_2(g)$ | + | $I_2(g)$ | $\leftrightarrow$ | $2HI(g)$ |
| I | 0,2M     |   | 0,3M     |                   | 0,1M     |
| R | -x       |   | -x       |                   | +2x      |
| E | 0,2-x    |   | 0,3-x    |                   | 0,1+2x   |

$Q = \frac{0,1^2}{0,2 \cdot 0,3} = 0,16$   
 $K_{eq} > Q$   
 $Rx D$

b) Calcule les concentrations à l'équilibre.

$1,4 = \frac{(0,1+2x)^2}{(0,2-x)(0,3-x)}$   
 $1,4 = \frac{4x^2 + 0,4x + 0,01}{x^2 - 0,5x + 0,06}$   
 $1,4(x^2 - 0,5x + 0,06) = 4x^2 + 0,4x + 0,01$   
 $1,4x^2 - 0,7x + 0,084 = 4x^2 + 0,4x + 0,01$   
 $0 = 2,6x^2 + 1,1x - 0,074$

$x = \frac{-1,1 \pm \sqrt{(1,1)^2 - 4(2,6)(-0,074)}}{2(2,6)}$

$x = 0,0590$

$x = -0,4821$   
 Impossible

$[H_2] = 0,141M$   
 $[I_2] = 0,241M$   
 $[HI] = 0,218M$

Ex. 19

19. Soit la réaction;  $SO_2(g) + NO_2(g) \leftrightarrow SO_3(g) + NO(g)$   
 Initialement il y a 0,4M de chaque substance et le  $K_{eq} = 0,16$ .

a) Indiquez la direction de la réaction.

|   |           |   |           |                   |           |   |         |
|---|-----------|---|-----------|-------------------|-----------|---|---------|
|   | $SO_2(g)$ | + | $NO_2(g)$ | $\leftrightarrow$ | $SO_3(g)$ | + | $NO(g)$ |
| I | 0,4M      |   | 0,4M      |                   | 0,4M      |   | 0,4M    |
| R | +x        |   | +x        |                   | -x        |   | -x      |
| E | 0,4+x     |   | 0,4+x     |                   | 0,4-x     |   | 0,4-x   |

$Q = \frac{(0,4)(0,4)}{(0,4)(0,4)} = 1$   
 $K_{eq} < Q$   $Rx R$

b) Calculez les concentrations à l'équilibre.

$K_{eq} = \frac{[SO_3][NO]}{[SO_2][NO_2]} = 0,16 = \frac{(0,4-x)(0,4-x)}{(0,4+x)(0,4+x)}$

$0,4 = \frac{0,4-x}{0,4+x}$   
 $0,4(0,4+x) = 0,4-x$   
 $0,16 + 0,4x = 0,4-x$   
 $1,4x = 0,24$   
 $x = 0,1714$

$[SO_2] = 0,5714M$   
 $[NO_2] = 0,5714M$   
 $[SO_3] = 0,22857M$   
 $[NO] = 0,22857M$