

ÉQUILIBRE CHIMIQUE

1. Quelles sont les conditions nécessaires pour l'obtention d'un état d'équilibre ?

Système fermé ou isolé
propriétés macroscopiques constantes
réaction réversible
Vitesse réaction directe = vitesse réaction inverse \rightleftharpoons
Présence de réactifs et de produits

2. Est-ce que la cuisson d'un œuf est une réaction réversible ? Non
3. Est-ce que la dissolution complète du magnésium dans l'acide chlorhydrique est une réaction réversible ? Non
4. Est-ce qu'un éprouvette qui contient une solution saline et un résidu de sel au fond est une réaction réversible ? Oui
5. Lesquels, parmi les énoncés suivants, sont associés à un système à l'état d'équilibre ? a-e-h

- a) Le système est fermé.
b) Il y a un gaz dans le système.
c) Les réactifs sont complètement transformés en produits.
d) Il y a perte de matière.
e) La couleur de la solution est constante.
f) La masse de solide dissous est égale à la masse de solide non dissous.
g) Il y a présence d'un catalyseur.
h) Il n'y a aucun changement observable.
i) Le soluté est complètement dissous.

6. Les systèmes suivants sont-ils des systèmes à l'état d'équilibre ? Justifie.

- a) Un ballon florentin scellé contient une quantité donnée d'alcool. Cette quantité demeure inchangée.

Oui, car toutes les conditions du numéro 1.

- b) La flamme d'un brûleur à gaz conserve sa forme, sa grandeur et sa couleur pendant 30 minutes.

Non, système ouvert.

- c) Lors de l'ébullition de l'eau dans une bouilloire, la température demeure constante et la pression atmosphérique ne varie pas.

Non, système ouvert.

- d) Le niveau d'eau du lac Saint-Jean demeure inchangé pendant une semaine.

Non, système ouvert.

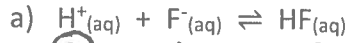
- e) L'alcool coloré et sa vapeur à l'intérieur d'un thermomètre.

Oui, car conditions numéro 1.

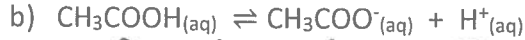
7. Quels sont les facteurs qui influencent l'état d'équilibre ?

La concentrations (réactifs ou produits) - La température - Pour l'état gazeux, la pression (indirectement le volume) - car si P ↑ → V ↓ et si P ↓ → V ↑

8. Quelle réaction, directe ou inverse, est favorisée par l'ajout d'ions $H^+_{(aq)}$ à chacun des systèmes à l'état d'équilibre suivants ?



⊕ ↓ ⇌ ↑ Directe



↑ ⇌ ↓ ⊕ Inverse

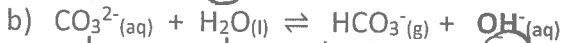


↑ ⇌ ↓ ⊕ Inverse

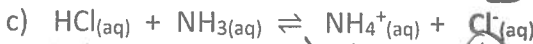
9. Voici plusieurs systèmes à l'état d'équilibre. Supposons que l'on diminue la concentration de la substance représentée en caractère gras; décris l'effet que ce changement aura sur chacune des autres concentrations du système.



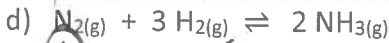
↑ ⊕ ↓ ⇌ ↓ ↓ réaction inverse favorisée



↓ ↓ ⇌ ↑ ⊕ " directe "

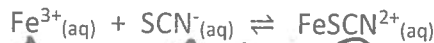


↓ ↓ ⇌ ↑ ⊕ " directe "



⊕ ↑ ⇌ ↓ " inverse "

10. L'ion $FeSCN^{2+}_{(aq)}$ est responsable de la couleur rouge brique. Quel sera l'effet de l'ajout d'ions $FeSCN^{2+}_{(aq)}$ sur la couleur du système suivant ? Justifie.



↑ ↑ ⇌ ⊕ ↓ rouge brique moins intense.

11. Quelle réaction directe ou inverse, sera favorisée lorsque le système suivant subira une augmentation de pression ? Justifie.



donc favorise petit nb de mol $3 \text{ mol} \rightleftharpoons 2 \text{ mol}$ réaction directe favorisée

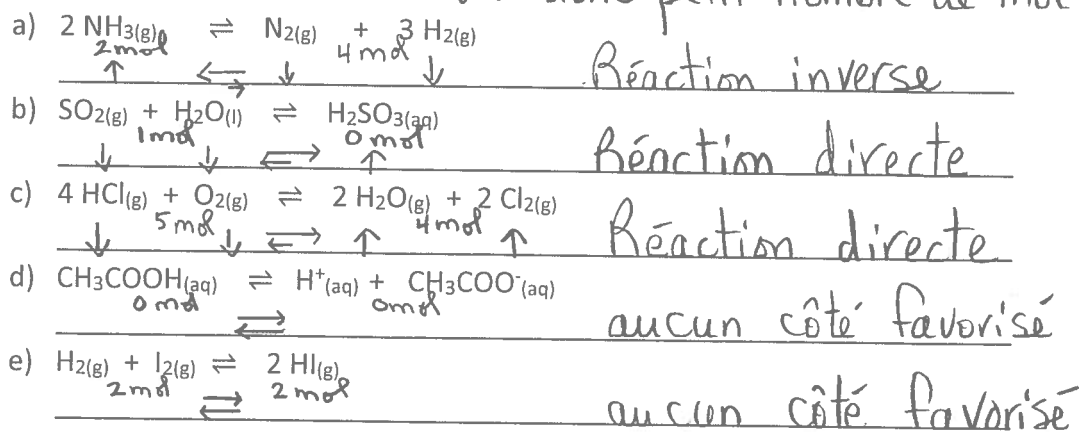
Quelles conséquences cette réaction aura-t-elle sur la quantité de molécules d'hydrogène présentes dans le système ? Justifie.

La quantité va diminuer, car le système s'oppose à l'augmentation de pression en favorisant la formation des produits

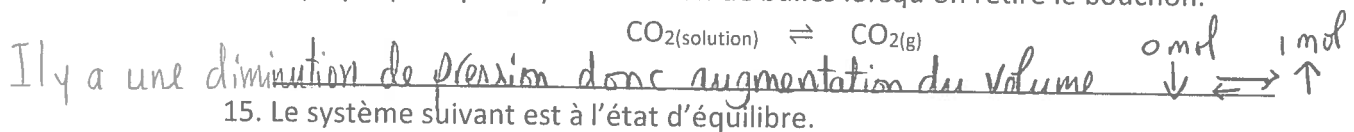
12. Vrai ou faux, lorsqu'un équilibre chimique est atteint, la vitesse de la réaction directe est supérieure à la vitesse de la réaction inverse.

Faux, elle est égale.

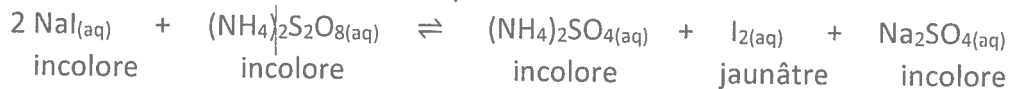
13. On diminue le volume de chacun des systèmes suivants. Précise, pour ^{*seulement} chacun, si cette modification favorise la réaction directe ou la réaction inverse. $\downarrow V \rightarrow P \uparrow$ $\downarrow V$ donc petit nombre de mol l'état gazeux.



14. Lors de la fermentation du champagne, il y a formation de gaz carbonique en solution. Quand on met le bouchon, la fermentation continue et il se forme du gaz carbonique en solution dans le champagne. Lorsque, plus tard, on enlève le bouchon, il y a formation de bulles. À l'aide de l'équation suivante, explique pourquoi il y a formation de bulles lorsqu'on retire le bouchon.



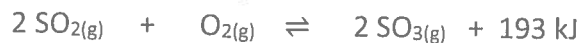
15. Le système suivant est à l'état d'équilibre.



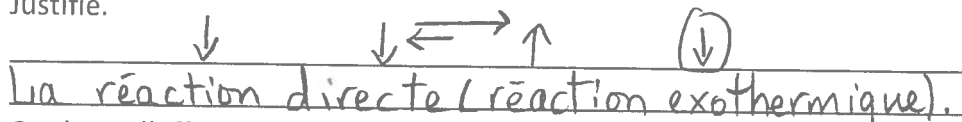
On ajoute un catalyseur à ce système. Fais des prédictions quant aux changements de couleur.

~~Il n'y aura pas de changement de couleur, car l'ajout du catalyseur fait en sorte que l'état d'équilibre soit atteint plus rapidement. En effet, le catalyseur abaisse la barrière énergétique, il ne modifie pas l'état~~

16. Soit le système suivant à l'état d'équilibre :



a) Quelle réaction sera favorisée par une diminution de température ? Justifie.



b) Quel sera l'effet de cette diminution de température sur la quantité de trioxyde de soufre ? La concentration du SO_3 augmente

c) Quel sera l'effet de cette diminution de température sur la quantité de dioxyde de soufre ? La concentration du SO_2 diminue.

17. Soit le système suivant à l'état d'équilibre :



- a) Quelle réaction sera favorisée par une augmentation de la température du système ? Justifie.

$\uparrow \quad \uparrow \leftarrow \rightleftharpoons \rightarrow \downarrow \quad \textcircled{\uparrow}$

La réaction inverse (réaction endothermique).

- b) Y aura-t-il augmentation de la quantité de réactifs ? Justifie.

Oui, car la réaction inverse est favorisée.

18. Nommez trois autres exemples de propriétés macroscopiques autres que la couleur, le volume, le pH, la température et la pression.

la masse - la concentration - l'état.

19. Lors d'une expérience en laboratoire portant sur les gaz, la température du milieu varie constamment. Est-ce qu'il est possible pour cette réaction d'atteindre un état d'équilibre ?

Non, car la température doit être constante.

20. On fait la synthèse du trioxyde de soufre en laboratoire.



- a) Quelle réaction sera favorisée si on ajoute du dioxygène ?

$\downarrow \quad \textcircled{\uparrow} \leftarrow \rightleftharpoons \rightarrow \uparrow$ Réaction directe (réaction exothermique)

- b) Quelle réaction sera favorisée si on augmente la température ?

$\uparrow \quad \uparrow \leftarrow \rightleftharpoons \rightarrow \downarrow \quad \textcircled{\uparrow}$ Réaction inverse (réaction endothermique)

- c) Quelle réaction sera favorisée si on diminue la pression du système en augmentant son volume ? $3 \text{ mol} \quad 2 \text{ mol} \quad \downarrow P \rightarrow \uparrow V$

$\uparrow \quad \uparrow \leftarrow \rightleftharpoons \rightarrow \downarrow$ Réaction inverse (réaction endothermique)

- d) Quelle réaction sera favorisée si on ajoute un catalyseur ?

Aucune, car le catalyseur fait en sorte que l'état d'équilibre soit atteint plus rapidement.

21. Voici la réaction de synthèse de l'ammoniac.



Expliquez comment vous pouvez favoriser la formation d'ammoniac sans ajouter de diazote ni de dihydrogène et sans modifier la température.

En augmentant la pression (volume diminue).

22. Voici comment on produit industriellement du chlore.



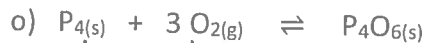
En utilisant le principe de Le Chatelier, décrivez toutes les modifications qu'on peut faire afin de produire plus de chlore.

Augmenter la température	↓	↓	Ⓢ	⇌	↑	↑
Augmenter la concentration de HCl	↑	↓	⇌	⇌	↑	↑
Augmenter concentration O_2	↓	Ⓢ	⇌	⇌	↑	↑
Augmenter la pression	↓	↓	⇌	⇌	↑	↑
diminution concentration de H_2O	↓	↓	⇌	⇌	Ⓢ	↑

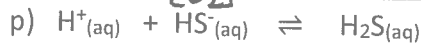
23. Quelle est l'expression générale de la constante d'équilibre ? $K_e = \frac{[P]}{[R]}$
24. Soit la réaction fictive suivante : $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD + 80 \text{ kJ}$
Écris l'expression de la constante d'équilibre $K_e = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$
25. Soit la réaction fictive suivante : $aA_{(s)} + bB_{(aq)} \rightleftharpoons cC_{(aq)} + dD_{(aq)}$
Écris l'expression de la constante d'équilibre $K_e = \frac{[C]^c [D]^d}{[B]^b}$
26. Soit la réaction fictive suivante : $2A_{(s)} \rightleftharpoons 2C_{(aq)} + 3D_{(aq)}$
Écris l'expression de la constante d'équilibre $K_e = [C]^2 [D]^3$
27. Soit la réaction fictive suivante : $3A_{(s)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons 2C_{(aq)} + 3D_{(aq)}$
Écris l'expression de la constante d'équilibre $K_e = [C]^2 [D]^3$
28. Soit la réaction fictive suivante : $3A_{(g)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons 2C_{(g)} + 3D_{(g)}$
Écris l'expression de la constante d'équilibre $K_e = \frac{[C]^2 [D]^3}{[A]^3}$
29. Écris l'expression de la constante d'équilibre pour chacun des systèmes suivants.

- a) $CO_{(g)} + 2H_{2(g)} \rightleftharpoons CH_3OH_{(g)}$ $K_e = \frac{[CH_3OH]}{[CO][H_2]^2}$
- b) $H_{2(g)} + Cl_{2(g)} \rightleftharpoons 2HCl_{(g)}$ $K_e = \frac{[HCl]^2}{[H_2][Cl_2]}$
- c) $2NO_{2(g)} \rightleftharpoons 2NO_{(g)} + O_{2(g)}$ $K_e = \frac{[NO]^2 [O_2]}{[NO_2]^2}$
- d) $O_{2(g)} \rightleftharpoons O_{2(aq)} + 12,5 \text{ kJ}$ $K_e = \frac{[O_2]}{[O_2]}$
- e) $4HCl_{(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2H_2O_{(g)} + 2Cl_{2(g)}$ $K_e = \frac{[H_2O]^2 [Cl_2]^2}{[HCl]^4 [O_2]}$
- f) $AgCl_{(s)} \rightleftharpoons Ag^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$ $K_e = [Ag^+][Cl^-]$
- g) $H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$ $K_e = [H^+][OH^-]$
- h) $2NO_{2(g)} \rightleftharpoons 2NO_{(g)} + O_{2(g)}$ $K_e = \frac{[NO]^2 [O_2]}{[NO_2]^2}$
- i) $H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightleftharpoons 2HI_{(g)}$ $K_e = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]}$
- j) $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$ $K_e = \frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^3}$
- k) $2H_{2(g)} + S_{2(g)} \rightleftharpoons 2H_2S_{(g)}$ $K_e = \frac{[H_2S]^2}{[H_2]^2 [S_2]}$
- l) $Ag^+_{(aq)} + 2NH_{3(g)} \rightleftharpoons Ag(NH_3)^+_{(aq)}$ $K_e = \frac{[Ag(NH_3)^+]}{[Ag^+][NH_3]^2}$
- m) $Cu_{(s)} + 2Ag^+_{(s)} \rightleftharpoons Cu^{2+}_{(aq)} + 2Ag_{(s)}$ $K_e = [Cu^{2+}]$
- n) $2Fe_2O_{3(s)} \rightleftharpoons 4Fe_{(s)} + 3O_{2(g)}$ $K_e = [O_2]^3$

$NH_3 \rightarrow$



$$K_e = \frac{1}{[O_2]^3}$$



$$K_e = \frac{[H_2S]}{[H^+][HS^-]}$$



$$K_e = \frac{[H_2]^2 [O_2]}{[H_2O]^2}$$



$$K_e = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]}$$

30. À une température de 250 °C, un système à l'état d'équilibre contient les trois substances dont les concentrations sont les suivantes.

$[PCl_{5(g)}] = 0,0175 \text{ mol/L}$ $[PCl_{3(g)}] = 0,0267 \text{ mol/L}$ $[Cl_{2(g)}] = 0,0267 \text{ mol/L}$

Calcule la valeur de la constante d'équilibre, sachant que l'équation est : $K_e = 0,041$



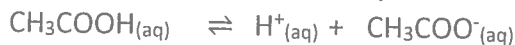
Démarche :

$$K_e = \frac{[PCl_3][Cl_2]}{[PCl_5(g)]}$$

$$= \frac{0,0267 \times 0,0267}{0,0175}$$

$$= 0,041$$

31. L'acide acétique se dissocie dans l'eau selon l'équation suivante :



Calcule la valeur de la constante d'équilibre à 25 °C, sachant que les concentrations molaires des substances sont les suivantes :

$[CH_3COOH_{(aq)}] = 0,20 \text{ mol/L}$

$[CH_3COO^-_{(aq)}] = 0,0019 \text{ mol/L}$

$[H^+_{(aq)}] = 0,0019 \text{ mol/L}$

Démarche :

$$K_e = \frac{[H^+][CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

$$K_e = \frac{0,0019 \times 0,0019}{0,20}$$

$$K_e = 1,81 \times 10^{-5}$$

32. La température d'une solution de chromate de strontium est de 25 °C.

Calcule la valeur de la constante d'équilibre, sachant que les concentrations des ions présents dans la solution sont :

$$[\text{Sr}^{2+}_{(\text{aq})}] = 0,0060 \text{ mol/L}$$

$$[\text{CrO}_4^{2-}_{(\text{aq})}] = 0,0060 \text{ mol/L}$$

$$[\text{SrCrO}_4_{(\text{s})}] = 19,2 \text{ mol/L}$$



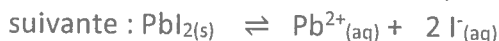
Démarche :

$$K_{ps} = [\text{Sr}^{2+}] [\text{CrO}_4^{2-}]$$

$$K_{ps} = 0,0060 \times 0,0060$$

$$K_{ps} = 3,6 \times 10^{-5}$$

33. Une solution saturée d'iodure de plomb est représentée par l'équation



Calcule la valeur de la constante d'équilibre, sachant qu'à 25 °C les concentrations des ions présents sont :

$$[\text{Pb}^{2+}_{(\text{aq})}] = 0,0013 \text{ mol/L}$$

$$[\text{I}^{-}_{(\text{aq})}] = 0,0026 \text{ mol/L}$$

Démarche :

$$K_{ps} = [\text{Pb}^{2+}] [\text{I}^{-}]^2$$

$$K_{ps} = 0,0013 \times 0,0026^2$$

$$K_{ps} = 8 \times 10^{-9}$$

34. Le système représenté par l'équation ci-dessous contient, à 448 °C, 0,25 mole de $\text{H}_2_{(\text{g})}$, 0,25 mole de $\text{I}_2_{(\text{g})}$ et 1,75 mole de $\text{HI}_{(\text{g})}$. Calcule la constante d'équilibre à cette température, sachant que le volume du récipient est de 0,50 litre. $K_e = 49$



Démarche :

$$[\text{H}_2] = \frac{0,25 \text{ mol}}{0,50 \text{ L}} = 0,5 \text{ mol/L}$$

$$[\text{I}_2] = \frac{0,25 \text{ mol}}{0,50 \text{ L}} = 0,5 \text{ mol/L}$$

$$[\text{HI}] = \frac{1,75 \text{ mol}}{0,5} = 3,5 \text{ mol/L}$$

$$K_e = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]}$$

$$K_e = \frac{3,5^2}{0,5 \times 0,5}$$

$$K_e = 49$$

35. Un contenant de 10 litres, hermétiquement scellé, renferme 0,40 mole d'azote, 3,6 moles d'hydrogène et 0,070 mole d'ammoniac. Sachant que ce mélange gazeux est à une température de 350 °C, détermine la valeur de la constante d'équilibre de ce système. $K_e = 2,63 \times 10^{-2}$



Démarche :

$$[\text{N}_2] = \frac{0,40 \text{ mol}}{10 \text{ L}} = 0,040 \text{ mol/L}$$

$$[\text{H}_2] = \frac{3,6 \text{ mol}}{10 \text{ L}} = 0,36 \text{ mol/L}$$

$$[\text{NH}_3] = \frac{0,070 \text{ mol}}{10 \text{ L}} = 0,0070 \text{ mol/L}$$

$$K_e = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3}$$

$$K_e = \frac{0,0070^2}{0,040 \times 0,36^3}$$

$$K_e = 2,63 \times 10^{-2}$$

36. À 25 °C, les concentrations des ions sulfate et des ions baryum ont pour valeur $1,02 \times 10^{-5}$ mol/L. Calcule la valeur de la constante d'équilibre.

$$K_{ps} = 1,04 \times 10^{-10}$$



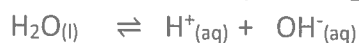
Démarche :

$$K_e = [\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}]$$

$$K_e = (1,02 \times 10^{-5}) \times (1,02 \times 10^{-5})$$

$$K_e = 1,04 \times 10^{-10}$$

37. Contrairement à ce qu'on pourrait croire, l'eau pure ne contient pas que des molécules d'eau. En effet, à 25 °C, pour chaque litre d'eau, il y a $1,0 \times 10^{-7}$ mole de molécules d'eau qui se dissocient selon l'équation suivante. Calcule la valeur de la constante d'équilibre de ce système. $K_{\text{eau}} = 1,0 \times 10^{-14}$



Démarche :

$$K_{\text{eau}} = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$$

$$K_{\text{eau}} = (1,0 \times 10^{-7}) \times (1,0 \times 10^{-7})$$

$$K_{\text{eau}} = 1,0 \times 10^{-14}$$

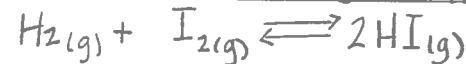
38. On chauffe à 440 °C cinq litres d'un mélange de H₂ et de I₂. L'analyse chimique d'un mélange à l'équilibre donne les résultats suivants : 1,50 mol de H₂, 1,00 mol de I₂ et 8,60 mol de HI. Quelle est la valeur de la constante d'équilibre à cette température ? $K_e = 49,31$

$$[H_2] = \frac{1,50 \text{ mol}}{5L} = 0,3 \text{ mol/L}$$

$$[I_2] = \frac{1,00 \text{ mol}}{5L} = 0,2 \text{ mol/L}$$

$$[HI] = \frac{8,60 \text{ mol}}{5L} = 1,72 \text{ mol/L}$$

Démarche :



$$K_e = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]}$$

$$K_e = \frac{1,72^2}{0,3 \times 0,2} = 49,31$$

$K_e > 1$ donc réaction qui favorise les produits

Cu →

39. On mélange 500 mL d'une solution de CuSO₄ (2 mol/L) avec 500 mL d'une solution de KBr (8 mol/L) et la réaction suivante se produit :

$CuSO_4(aq) + 4KBr(aq) \rightleftharpoons K_2CuBr_4(aq) + K_2SO_4(aq)$. À l'équilibre, on mesure 0,6 mol de K₂CuBr₄ dans un mélange à 25 °C. Calculez la constante d'équilibre. $K_e = 2,61 \times 10^{-4}$

		$CuSO_4(aq) + 4KBr(aq) \rightleftharpoons K_2CuBr_4(aq) + K_2SO_4(aq)$			
vol	I	2	8	0	0
1L	R	-0,6	-2,4	+0,6	+0,6
(500ml + 500ml)	E	1,4	5,6	0,6	0,6

$K_e < 1$, réaction qui favorise les réactifs.

$$K_e = \frac{[K_2CuBr_4][K_2SO_4]}{[CuSO_4][KBr]^4} = \frac{0,6 \times 0,6}{1,4 \times 5,6^4} = 2,61 \times 10^{-4}$$

40. On place 0,6 mole de dioxyde de carbone et 0,6 mole de dihydrogène dans un ballon d'un litre. À l'équilibre, on mesure 0,2 mole de monoxyde de carbone et 0,2 mole de monoxyde de carbone et 0,2 mole d'eau. Calculez la constante d'équilibre de cette réaction. $K_e = 0,25$

		$CO_2(g) + H_2(g) \rightleftharpoons CO(g) + H_2O(g)$			
vol	I	0,6	0,6	0	0
1L	R	-0,2	-0,2	+0,2	+0,2
	E	0,4	0,4	0,2	0,2

$K_e < 1$, réaction qui favorise les réactifs.

$$K_e = \frac{[CO][H_2O]}{[CO_2][H_2]}$$

$$K_e = \frac{0,2 \times 0,2}{0,4 \times 0,4}$$

$$K_e = 0,25$$

41. Initialement dans un système, on fait réagir 10 mol/L de X et 10 mol/L de Y.
 À l'équilibre, on trouve 8 mol/L de Z. Calculez la constante d'équilibre de cette réaction. $K_e = 14,22$

		$2 X_{(aq)} + 4 Y_{(aq)} \rightleftharpoons 4 Z_{(aq)} + M_{(aq)}$			
I		10	10	0	0
R		-4	-8	+8	+2
E		6	2	8	2

$K_e > 1$
 donc produits favorisés

$$K_e = \frac{[Z]^4 [M]}{[X]^2 [Y]^4}; K_e = \frac{8^4 \times 2}{6^2 \times 2^4} = 14,22$$

42. La constante d'équilibre de la réaction : $H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightleftharpoons 2 HI_{(g)}$ est de 54 à une température donnée. Au début de la réaction, il y a 0,5 mole de dihydrogène et 0,5 mole de diiode dans un contenant d'un litre. Calculer la concentration de chacun des gaz à l'équilibre. $[H_2] = [I_2] = 0,11 \text{ mol/L}; [HI] = 0,79 \text{ mol/L}$

		$H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightleftharpoons 2 HI_{(g)}$		
I	Vol	0,5	0,5	+ 0
R	L	-x	-x	+ 2x
E		0,5-x	0,5-x	2x

$$K_e = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]}$$

$$54 = \frac{(2x)^2}{(0,5-x)(0,5-x)}$$

$$[H_2] = 0,5 - x = 0,5 - 0,3930... = 0,11 \text{ mol/L}$$

$$[I_2] = 0,5 - x = 0,5 - 0,3930... = 0,11 \text{ mol/L}$$

$$[HI] = 2x = 2 \times 0,3930... = 0,79 \text{ mol/L}$$

$$54(0,5-x)(0,5-x) = 4x^2$$

$$54(x^2 - x + 0,25) = 4x^2$$

$$54x^2 - 54x + 13,5 = 4x^2$$

$$50x^2 - 54x + 13,5 = 0$$

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}$$

$$x = \frac{-(-54) \pm \sqrt{(-54)^2 - (4 \times 50 \times 13,5)}}{2 \times 50}$$

$$2 \times 50$$

$$x = 0,686969... \text{ ou } x = 0,3930306...$$

↑ à rejeter car $> 0,5$

Le seul facteur qui modifie la valeur numérique de la K_e → température

43. Quel est l'effet, sur la valeur de la constante d'équilibre, des changements suivants effectués sur un système en équilibre si la réaction directe est endothermique ? $A + B + e \rightleftharpoons C + D$

- a) Augmentation de la pression. aucun
- b) Diminution de la concentration des produits. aucun
- c) Ajout d'un catalyseur. Aucun
- d) Augmentation de la concentration des réactifs. Aucun
- e) Augmentation de la température. variation de la constante ↑ K_e

44. Soit la réaction suivante : $2 \text{NO}_{(g)} \rightleftharpoons \text{N}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)}$. Calculez la constante d'équilibre de cette réaction si, à l'équilibre, les concentrations de $\text{NO}_{(g)}$, $\text{N}_{2(g)}$ et $\text{O}_{2(g)}$ sont respectivement de 1,4 mol/L, 0,20 mol/L et 0,30 mol/L.

$K_e = 0,031$

Démarche :

$$K_e = \frac{[\text{N}_2][\text{O}_2]}{[\text{NO}]^2} \quad K_e = 0,031$$

$$K_e = \frac{0,20 \times 0,30}{1,4^2}$$

45. Soit la dissociation ionique en milieu aqueux suivante :

$\text{NH}_4\text{OH}_{(aq)} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+_{(aq)} + \text{OH}^-_{(aq)}$. À l'équilibre, les concentrations de $\text{NH}_4^+_{(aq)}$ et $\text{OH}^-_{(aq)}$ sont de $2,0 \times 10^{-2}$ mol/L et celle de $\text{NH}_4\text{OH}_{(aq)}$ est de $2,2 \times 10^{-1}$ mol/L. Calculez la constante d'équilibre de cette réaction. $K_e = 1,82 \times 10^{-5}$

$$K_e = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4\text{OH}]}$$

$$K_e = 1,82 \times 10^{-5}$$

$$K_e = \frac{(2,0 \times 10^{-2}) \times (2,0 \times 10^{-2})}{2,2 \times 10^{-1}}$$

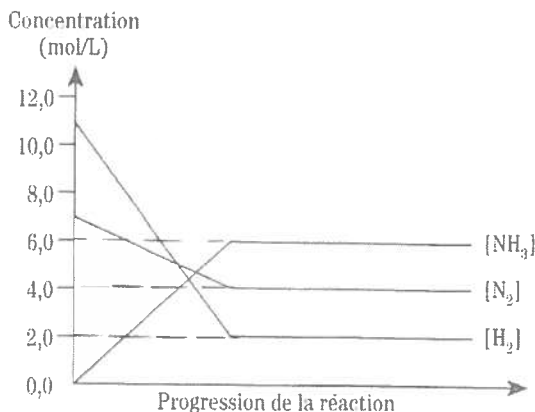
46. Un mélange gazeux de dihydrogène, de diiode et d'iodure d'hydrogène est chauffé et maintenu à une température de 400 °C. Après un certain temps, la réaction atteint l'équilibre et les concentrations de ces substances sont alors respectivement de 2,0 mol/L, 1,0 mol/L et 10,0 mol/L. Calculez la constante d'équilibre de cette réaction à 400 °C. $K_e = 50$



$$K_e = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]} \quad K_e = 50$$

$$K_e = \frac{10^2}{2 \times 1}$$

47. Un chimiste étudie la synthèse de l'ammoniac, qui s'effectue selon l'équation suivante : $\text{N}_{2(g)} + 3 \text{H}_{2(g)} \rightleftharpoons 2 \text{NH}_{3(g)}$. Ses données expérimentales lui permettent de tracer le graphique suivant :



Calculez la constante d'équilibre de cette réaction.

$$K_e = 1,125$$

Démarche :

$$K_e = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3} = \frac{6,0^2}{4,0 \times 2,0^3} = 1,125$$

48. Au cours d'un laboratoire portant sur la réaction suivante :

$\text{Fe}^{3+}_{(aq)} + \text{SCN}^{-}_{(aq)} \rightleftharpoons \text{FeSCN}^{2+}_{(aq)}$ vous mesurez les concentrations des réactifs et du produit à l'équilibre, à 25 °C. Vos résultats sont les suivants :

$$[\text{Fe}^{3+}_{(aq)}] = 3,9 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$[\text{SCN}^{-}_{(aq)}] = 0,8 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$[\text{FeSCN}^{2+}_{(aq)}] = 9,2 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

Calculez la constante d'équilibre de cette réaction à 25°C.

$$K_e = 294,87$$

$$K_e = \frac{[\text{FeSCN}^{2+}]}{[\text{Fe}^{3+}][\text{SCN}^{-}]} = \frac{9,2 \times 10^{-4}}{(3,9 \times 10^{-2})(0,8 \times 10^{-4})} = 294,87$$

49. La décomposition du $\text{CaCO}_{3(s)}$ à 740 °C se fait selon l'équation suivante :

$\text{CaCO}_{3(s)} + \text{Chaleur} \rightleftharpoons \text{CaO}_{(s)} + \text{CO}_{2(g)}$. Calculez la constante d'équilibre de cette réaction, sachant qu'à l'équilibre, on trouve 0,27 g de $\text{CO}_{2(g)}$, 0,34 g de $\text{CaO}_{(s)}$ et 0,40 g de $\text{CaCO}_{3(s)}$, la réaction se produisant dans un contenant de 1 L.

$$K_e = 6,14 \times 10^{-3}$$

Démarche :

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

$$K_e = 0,006136...$$

$$K_e = 6,14 \times 10^{-3}$$

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

$$\frac{0,27 \text{ g}}{44 \text{ g}} \rightarrow x \text{ mol}$$

$$\frac{0,27 \times 1}{44} = 0,0061363... \text{ mol}$$

$$[\text{CO}_2] = \frac{0,0061363... \text{ mol}}{1 \text{ L}}$$

50. Calculez la constante d'équilibre de la réaction suivante :

$A_{(g)} + 2 B_{(g)} \rightleftharpoons C_{(g)} + 4 D_{(g)}$ si, à l'équilibre, on mesure 0,20 mol de A, 0,10 mol de B, 0,40 mol de C et 0,30 mol de D, la réaction se produisant dans un contenant de 3 L. $K_e = 1,80 \times 10^{-1}$

Démarche :

$$[A] = \frac{0,20 \text{ mol}}{3 \text{ L}} = 0,0667 \text{ mol/L}$$

$$[B] = \frac{0,10 \text{ mol}}{3 \text{ L}} = 0,0333 \text{ mol/L}$$

$$[C] = \frac{0,40 \text{ mol}}{3 \text{ L}} = 0,1333 \text{ mol/L}$$

$$[D] = \frac{0,30 \text{ mol}}{3 \text{ L}} = 0,1 \text{ mol/L}$$

$$K_e = \frac{[C][D]^4}{[A][B]^2}$$

$$K_e = 0,179$$

$$K_e = \frac{0,133 \times 0,1^4}{0,0667 \times 0,0333^2}$$

51. Le gaz à l'eau, utilisé anciennement pour éclairer les demeures, peut être produit à 900 °C selon l'équation suivante :

$CO_{2(g)} + H_{2(g)} \rightleftharpoons CO_{(g)} + H_2O_{(g)}$. Calculez la constante d'équilibre, sachant qu'il y a 0,0800 mol de chacun des produits, 0,162 mol de $CO_{2(g)}$ et 0,0370 mol de $H_{2(g)}$, la réaction se produisant dans un contenant de 250 mL. $K_e = 1,07$

Démarche :

$$[CO_2] = \frac{0,162 \text{ mol}}{0,250 \text{ L}} = 0,648 \text{ mol/L}$$

$$K_e = \frac{[CO][H_2O]}{[CO_2][H_2]}$$

$$[H_2] = \frac{0,0370 \text{ mol}}{0,250 \text{ L}} = 0,148 \text{ mol/L}$$

$$K_e = \frac{0,32 \times 0,32}{0,648 \times 0,148} = 1,07$$

$$[CO] = \frac{0,0800 \text{ mol}}{0,250 \text{ L}} = 0,32 \text{ mol/L}$$

$$[H_2O] = \frac{0,0800 \text{ mol}}{0,250 \text{ L}} = 0,32 \text{ mol/L}$$

52. À 350 °C, la constante d'équilibre de la décomposition de l'ammoniac est de $3,7 \times 10^2$. L'équation de la réaction est : $2 NH_{3(g)} \rightleftharpoons N_{2(g)} + 3 H_{2(g)}$. On réalise cette réaction en laboratoire et on mesure la température du milieu réactionnel de même que les concentrations des substances. Les résultats sont les suivants :

Température du milieu réactionnel : 350 °C.

Concentrations des substances : $[NH_{3(g)}] = 5,0 \text{ mol/L}$; $[N_{2(g)}] = 2,0 \text{ mol/L}$;

$[H_{2(g)}] = 1,0 \text{ mol/L}$. À partir de ces résultats, appliquez la loi de l'équilibre chimique et dites si la réaction avait atteint l'état d'équilibre. Justifiez.

$$K_e = \frac{[N_2][H_2]^3}{[NH_3]^2}$$

On a que $K_{\text{donné}} > K_{\text{calculé}}$

$$3,7 \times 10^2 > 0,08$$

$$K_e = \frac{2 \times 1^3}{5^2} = 0,08$$

Donc la réaction n'a pas atteint l'équilibre

53. Le trioxyde de soufre, utilisé dans la préparation en laboratoire du sulfate de dihydrogène, est obtenu selon l'équation suivante :

$\text{SO}_{2(g)} + \text{NO}_{2(g)} \rightleftharpoons \text{SO}_{3(g)} + \text{NO}_{(g)}$. Sachant que la constante d'équilibre de cette réaction est de 0,25 à 700°C, calculez la concentration molaire du $\text{SO}_{3(g)}$ à l'équilibre, les concentrations de $\text{SO}_{2(g)}$, de $\text{NO}_{2(g)}$ et de $\text{NO}_{(g)}$ étant respectivement de $1,0 \times 10^{-4}$ mol/L, $2,5 \times 10^{-4}$ mol/L et $3,2 \times 10^{-2}$ mol/L. _____

Démarche :

$$K_e = \frac{[\text{SO}_3][\text{NO}]}{[\text{SO}_2][\text{NO}_2]}$$

$$0,25 = \frac{[\text{SO}_3] \times 3,2 \times 10^{-2}}{(1,0 \times 10^{-4}) \times (2,5 \times 10^{-4})}$$

$$[\text{SO}_3] = \frac{(1,0 \times 10^{-4})(2,5 \times 10^{-4}) \times 0,25}{3,2 \times 10^{-2}}$$

$$[\text{SO}_3] = 1,95 \times 10^{-7}$$

54. La décomposition du bromure de nitrosyle a une constante d'équilibre de $1,0 \times 10^{-3}$, à 27 °C et sous une pression de 25 kPa. Cette réaction

s'effectue selon l'équation suivante : $2 \text{NOBr}_{(g)} \rightleftharpoons 2 \text{NO}_{(g)} + \text{Br}_{2(g)}$

Calculez la concentration molaire du $\text{NO}_{(g)}$ à l'équilibre, les concentrations de $\text{NOBr}_{(g)}$ et de $\text{Br}_{2(g)}$ étant respectivement de 0,88 mol/L et 0,060 mol/L. $[\text{NO}] = 0,11 \text{ mol/L}$

Démarche :

$$K_e = \frac{[\text{NO}]^2 [\text{Br}_2]}{[\text{NOBr}]^2}$$

$$1,0 \times 10^{-3} = \frac{[\text{NO}]^2 \times 0,060}{0,88^2}$$

$$[\text{NO}]^2 = \frac{1,0 \times 10^{-3} \times 0,88^2}{0,060}$$

$$[\text{NO}] = 0,11 \text{ mol/L}$$

55. Soit la réaction suivante : $\text{PCl}_{5(g)} \rightleftharpoons \text{PCl}_{3(g)} + \text{Cl}_{2(g)}$ $K_e = 0,041$ à 250 °C. À l'équilibre, on trouve 0,32 mol de trichlorure de phosphore gazeux et 0,21 mol de pentachlorure de phosphore gazeux, la réaction se déroulant dans un contenant de 12 L. Combien y a-t-il de moles de dichlore gazeux à l'équilibre ? 0,32 mol

Démarche :

$$K_e = \frac{[\text{PCl}_3][\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]}$$

$$[\text{PCl}_5] = \frac{0,21 \text{ mol}}{12 \text{ L}} = 0,0175 \text{ mol/L}$$

$$[\text{PCl}_3] = \frac{0,32 \text{ mol}}{12 \text{ L}} = 0,0267 \text{ mol/L}$$

$$0,041 = \frac{0,0267 \times [\text{Cl}_2]}{0,0175}$$

$$[\text{Cl}_2] = 0,0269 \dots \text{ mol/L}$$

$$0,0269 \dots \text{ mol} \rightarrow 1 \text{ L}$$

$$0,0269 \dots \times 12 = 0,32 \text{ mol}_{104}$$

56. Soit la réaction : $\text{SO}_3(\text{g}) + \text{NO}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{SO}_2(\text{g}) + \text{NO}_2(\text{g})$. La constante d'équilibre est de 1,3 à une température donnée. On réalise cette réaction en laboratoire dans un ballon de 500 mL et on trouve à l'équilibre, à cette température, 0,20 mol de $\text{NO}(\text{g})$, 0,40 mol de $\text{SO}_2(\text{g})$ et 0,050 mol de $\text{NO}_2(\text{g})$.

Quelle est la masse de trioxyde de soufre gazeux ? $m = 6,15 \text{ g}$

Démarche :

$$[\text{NO}] = \frac{0,20 \text{ mol}}{0,500 \text{ L}} = 0,4 \text{ mol/L}$$

$$[\text{SO}_2] = \frac{0,40 \text{ mol}}{0,500 \text{ L}} = 0,8 \text{ mol/L}$$

$$[\text{NO}_2] = \frac{0,050 \text{ mol}}{0,500 \text{ L}} = 0,1 \text{ mol/L}$$

$$K_e = \frac{[\text{SO}_2][\text{NO}_2]}{[\text{SO}_3][\text{NO}]}$$

$$1,3 = \frac{0,8 \times 0,1}{[\text{SO}_3] \times 0,4}$$

$$[\text{SO}_3] = 0,15384... \text{ mol/L}$$

$$0,15384... \text{ mol} \rightarrow 1000 \text{ mL}$$

$$x \text{ mol} \rightarrow 500 \text{ mL}$$

$$\frac{0,15384... \times 500}{1000} = 0,076923... \text{ mol}$$

$$0,076923... \text{ mol} \rightarrow x \text{ g}$$

$$1 \text{ mol} \rightarrow 32 \text{ g} + (3 \times 16 \text{ g})$$

$$\frac{0,076923... \times 80 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 6,15 \text{ g}$$

57. Soit l'équation suivante : $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2(\text{g})$. À l'équilibre, la concentration de $\text{NO}_2(\text{g})$ est de 0,20 mol/L. Quelle est la valeur de la constante d'équilibre de cette réaction si la concentration initiale de $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$ était de 0,50 mol/L ? 0,1

Démarche :

		$\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$	\rightleftharpoons	$2 \text{NO}_2(\text{g})$
vol	I	0,50		0
IL	R	0,10		+ 0,20
	E	0,40		0,20

$$K_e = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} ; K_e = \frac{0,20^2}{0,40} = \boxed{0,1}$$

58. Soit l'équation suivante : $2 \text{NO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$. On introduit 5,0 mol de $\text{NO}_2(\text{g})$ dans un ballon de 1,0 L. À l'équilibre, on trouve 1,50 mol de $\text{O}_2(\text{g})$.

Quelle est la constante d'équilibre de cette réaction ? $K_e = 3,375$

Démarche :

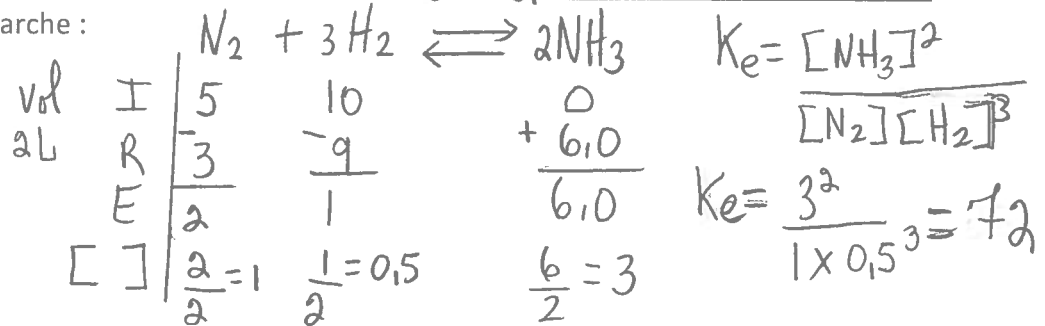
		$2 \text{NO}_2(\text{g})$	\rightleftharpoons	$2 \text{NO}(\text{g})$	+	$\text{O}_2(\text{g})$
vol	I	5		0		0
IL	R	3,00		+ 3,00		+ 1,50
	E	2,00		3,00		1,50

$$K_e = \frac{[\text{NO}]^2 [\text{O}_2]}{[\text{NO}_2]^2}$$

$$K_e = \frac{3^2 \times 1,5}{2^2} = 3,375$$

59. Dans un ballon de 2 L, 5,0 mol de diazote gazeux réagissent avec 10,0 mol de dihydrogène gazeux à une température donnée. À l'équilibre, on trouve 6,0 mol d'ammoniac. Quelle est la valeur de la constante d'équilibre de cette réaction à cette température ? $K_e = 72$

Démarche :



60. Vrai ou faux, une constante d'équilibre supérieure à un indique que cette solution favorise la formation des réactifs.

Faux, elle favorise les produits $K_e = \frac{[P]}{[R]}$

61. Quelle est la concentration à l'équilibre des ions $H^+_{(aq)}$ d'une solution acide ayant un pH de 2 ? $pH = -\log[H^+]$; $2 = -\log[H^+]$; $-2 = \log[H^+]$; $[H^+] = 10^{-2} \text{ mol/L}$

62. Si la concentration des ions $H^+_{(aq)}$ est de $3,2 \times 10^{-11} \text{ mol/L}$, trouvez le pH.

10,49 Quelle est la nature de la solution ? Basique

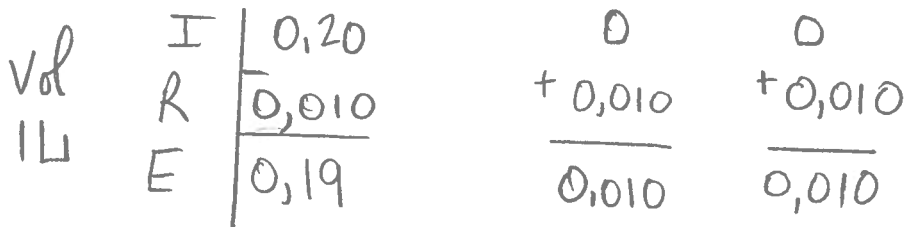
Démarche : $pH = -\log 3,2 \times 10^{-11}$ $pH = 10,49$
 $pH = -1 \times -10,49$

63. Si la constante d'acidité d'une solution A est de $5,0 \times 10^{-4}$ et que celle d'une solution acide B est de $6,2 \times 10^{-3}$, quel est l'acide le plus fort ? L'acide B

Justifie. Car la constante d'acidité de l'acide B est plus élevée, les produits (ions) sont favorisés donc acide fort.

64. On prépare une solution aqueuse de dioxonitrate d'hydrogène d'une concentration de 0,20 mol/L. À l'équilibre, la concentration des ions H^+ est de 0,010 mol/L. Trouvez la constante d'acidité de cette substance. $K_a = 5,26 \times 10^{-4}$

Démarche : $HNO_{2(aq)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + NO_{2^-}(aq)$

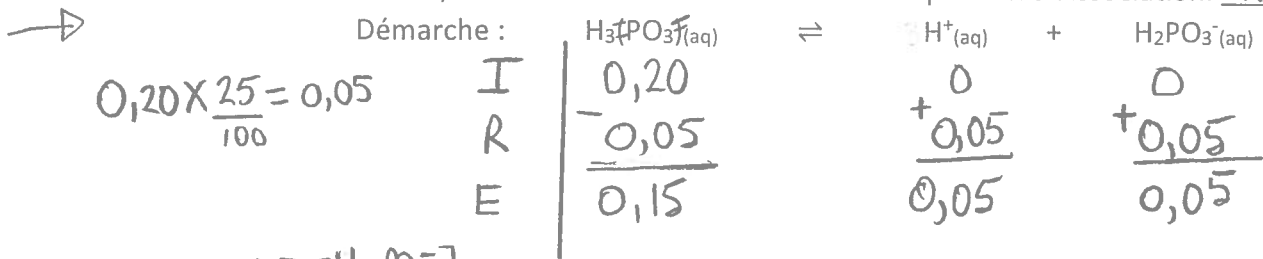


$$K_e = \frac{[H^+][NO_2^-]}{[HNO_2]}$$

$$K_a = 5,26 \times 10^{-4}$$

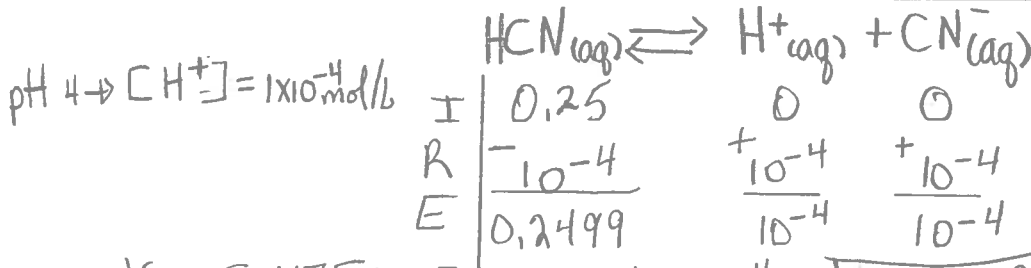
$$K_e = \frac{0,010 \times 0,010}{0,19}$$

65. Vous préparez une solution aqueuse de trioxophosphate de trihydrogène d'une concentration de 0,20 mol/L. Sachant que cette substance se dissocie à 25 %, calculez la constante d'acidité de sa première dissociation. $K_a = 0,017$



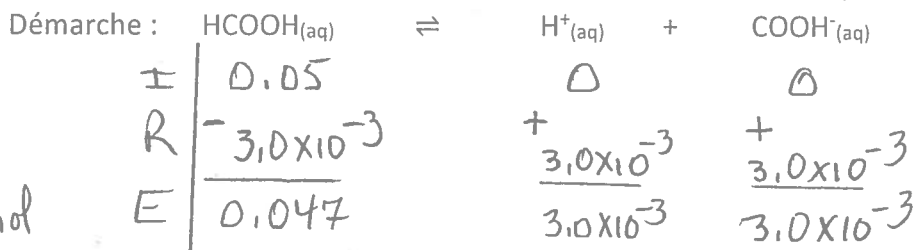
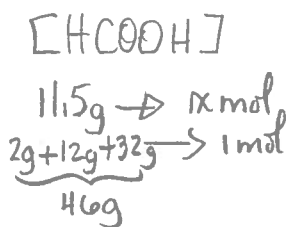
$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{H}_2\text{PO}_3^-]}{[\text{H}_3\text{PO}_3]} = \frac{0,05 \times 0,05}{0,15} = \boxed{0,016\bar{6}}$$

66. Une solution de $\text{HCN}(\text{aq})$ d'une concentration de 0,25 mol/L a un pH de 4. Quelle est sa constante d'acidité ? $K_a = 4 \times 10^{-8}$



$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{CN}^-]}{[\text{HCN}]} = \frac{10^{-4} \times 10^{-4}}{0,2499} = \boxed{4,1 \times 10^{-8}}$$

67. Quand on dissout 11,5 g d'acide formique dans 5,0 L d'eau à 20 °C, on obtient à l'équilibre une solution dans laquelle la concentration des ions $\text{H}^+(\text{aq})$ est de $3,0 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$. Calculez la constante d'acidité de l'acide formique. $K_a = 1,91 \times 10^{-4}$



$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{COOH}^-]}{[\text{HCOOH}]}$$

$$K_a = \frac{(3,0 \times 10^{-3}) \times (3,0 \times 10^{-3})}{0,047} = \boxed{1,9148... \times 10^{-4}}$$

$0,25 \text{ mol} \rightarrow 5 \text{ L}$
 $1 \text{ mol} \rightarrow 1 \text{ L}$

$$\frac{0,25 \times 1}{5}$$

$$[\text{HCOOH}] = 0,05 \text{ mol/L}$$

68. Dans un récipient de 4,0 litres, on introduit 4,0 moles de tétraoxyde de diazote. Cette substance se dissocie partiellement et, à l'état d'équilibre, on note la présence de 1,6 mole de dioxyde d'azote. La température du système est de 27 °C. Quelle est la valeur de la constante d'équilibre de ce système ? $K_e = 0,2$

Démarche :

		$N_2O_{4(g)}$	\rightleftharpoons	$2 NO_{2(g)}$
vol	I	4,0		0
4L	R	-0,8		+ 1,6
	E	3,2		1,6
	[]	$\frac{3,2}{4} = 0,8$		$\frac{1,6}{4} = 0,4$

$$K_e = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]} = \frac{0,4^2}{0,8} = \boxed{0,2}$$

69. Le bromure de nitrosyle se dissocie partiellement à 25 °C. Sachant qu'initialement, il y avait 3,0 moles de NOBr dans le système et qu'à l'état d'équilibre il reste 2,0 moles, détermine la valeur numérique de la constante d'équilibre. Le volume du mélange gazeux à l'état d'équilibre est de 1,0 litre. $K_e = 0,125$

Démarche :

		$2 NOBr_{(g)}$	\rightleftharpoons	$2 NO_{(g)}$	+	$Br_{2(g)}$
vol	I	3,0 mol		0		0
1L	R	-1,0		+ 1,0		+ 0,5
	E	2,0		1,0		0,5

$$K_e = \frac{[NO]^2 [Br_2]}{[NOBr]^2} = \frac{1,0 \times 0,5}{2,0^2} = \boxed{0,125}$$

70. Pour préparer un litre d'une solution saturée de sulfate de calcium, on ajoute 2,0 moles du solide dans l'eau. Une analyse de la solution a permis de déterminer que la concentration en ions calcium est de $7,8 \times 10^{-3}$ mol/L.

Détermine la valeur numérique de la constante d'équilibre. $K_{ps} = 6,084 \times 10^{-5}$

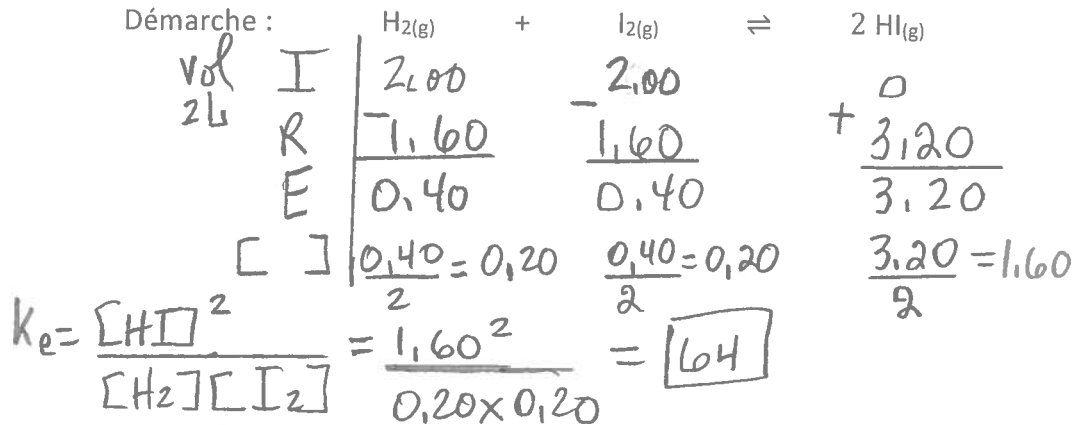
Démarche :

		$CaSO_{4(s)}$	\rightleftharpoons	$Ca^{2+(aq)}$	+	$SO_4^{2-(aq)}$
vol	I	2,0		0		0
1L	R	-		+ $7,8 \times 10^{-3}$		+ $7,8 \times 10^{-3}$
	E			$7,8 \times 10^{-3}$		$7,8 \times 10^{-3}$

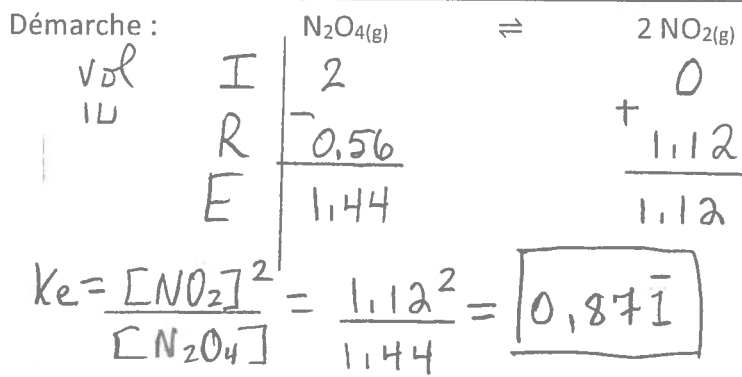
car état solide

$$K_{ps} = [Ca^{2+}][SO_4^{2-}] = (7,8 \times 10^{-3}) \times (7,8 \times 10^{-3}) = \boxed{6,084 \times 10^{-5}}$$

71. On introduit, dans un ballon de 2,0 litres, un mélange formé de 2,00 moles de $\text{H}_2(\text{g})$ et de 2,00 moles de $\text{I}_2(\text{g})$. À l'état d'équilibre, on trouve 0,40 mole d'hydrogène gazeux. La température du système est de 445 °C. Détermine la valeur de la constante d'équilibre. $K_e = 64$



72. Deux moles de N_2O_4 sont introduites dans un contenant de 1,0 litre. Après un certain temps, il reste seulement 1,44 mole. La température étant maintenue constante à 55 °C, quelle est la valeur de la constante d'équilibre de ce système ? $K_e = 0,87$



73. À 25 °C, la concentration en ions $\text{H}^+(\text{aq})$ est de $2,5 \times 10^{-4}$ mol/L. Quelle est la concentration en ions $\text{OH}^-(\text{aq})$ si la valeur de la constante d'équilibre à cette température est de $1,0 \times 10^{-14}$? $[\text{OH}^-] = 4,0 \times 10^{-11}$ mol/L



$$K_{\text{eau}} = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$$

$$1,0 \times 10^{-14} = (2,5 \times 10^{-4}) [\text{OH}^-]$$

$$\boxed{4,0 \times 10^{-11} \text{ mol/L} = [\text{OH}^-]}$$

74. L'acide acétique se dissocie partiellement dans l'eau à 25 °C. À l'état d'équilibre, la concentration en acide est de 0,996 mol/L. Quelle est la concentration des ions $H^+_{(aq)}$ présents dans la solution si la constante d'équilibre vaut $1,8 \times 10^{-5}$? $[H^+] = 4,23 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$

erreur CH_3COOH
→

Démarche :

	$CH_3COOH_{(aq)}$	\rightleftharpoons	$H^+_{(aq)}$	+	$CH_3COO^-_{(aq)}$
On suppose I	?		0		0
que "x" d'acide R	-x		+x		+x
se dissocie E	0,996		x		x

$$K_a = \frac{[H^+][CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

donc $[H^+] = x =$
 $4,23 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$

$$1,8 \times 10^{-5} = \frac{x \cdot x}{0,996} ; 0,996 \times (1,8 \times 10^{-5}) = x^2$$

$$4,2341 \times 10^{-3} = x$$

75. Dans un ballon de 1,0 litre, on introduit 5,0 moles de dioxyde d'azote. À l'état d'équilibre, on trouve 1,5 mole d'oxygène. Quelle est la valeur de la constante d'équilibre de ce système ? $K_e = 3,375$

Démarche :

	$2 NO_{2(g)}$	\rightleftharpoons	$2 NO_{(g)}$	+	$O_{2(g)}$
vol I	5,0		0		0
1L R	3,0		+ 3,0		+ 1,5
E	2,0		3,0		1,5

$$K_e = \frac{[NO]^2 [O_2]}{[NO_2]^2} = \frac{3,0^2 \times 1,5}{2,0^2} = \boxed{3,375}$$

76. Il est possible de dissoudre $7,3 \times 10^{-7}$ mole de AgBr dans un litre d'eau à 25 °C. Quelle est la constante d'équilibre de ce système ? $K_{ps} = 5,329 \times 10^{-13}$

Démarche :

	$AgBr_{(s)}$	\rightleftharpoons	$Ag^+_{(aq)}$	+	$Br^-_{(aq)}$
vol I	?		0		0
1L R	$7,3 \times 10^{-7}$		$7,3 \times 10^{-7}$		$7,3 \times 10^{-7}$
	<i>car état solide</i>		$7,3 \times 10^{-7}$		$7,3 \times 10^{-7}$

$$K_{ps} = [Ag^+][Br^-] = (7,3 \times 10^{-7}) \times (7,3 \times 10^{-7})$$

$$K_{ps} = \boxed{5,329 \times 10^{-13}}$$

77. Un litre d'une solution saturée contient 0,29 g de carbonate de magnésium.

Quelle est la valeur de la constante d'équilibre de ce système ? $K_{ps} = 1,19 \times 10^{-5}$

Démarche : $\text{MgCO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + \text{CO}_3^{2-}(\text{aq})$

$0,29 \text{ g} \rightarrow x \text{ mol}$
 $24 \text{ g} + 12 \text{ g} + 48 \text{ g} \rightarrow 1 \text{ mol}$
 84 g
 $\frac{0,29 \times 1}{84} = 0,00345238$

Vol	I	?	0	0
L	R	0,00345	0,00345	0,00345
	E	état solide	0,00345	0,00345

$K_{ps} = 0,00345 \times 0,00345 = 1,19 \times 10^{-5}$

78. Quelle est la concentration molaire des ions plomb, si la valeur de k_{ps} à 25 °C

est de $1,3 \times 10^{-8}$? $[\text{Pb}^{2+}] = 1,14 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$

Démarche : $\text{PbSO}_4(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$

on suppose "x" de PbSO_4 en réaction

	I	?	0	0
	R	x	x	x
	E	car. solide	x	x

$K_{ps} = [\text{Pb}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}] = x \cdot x$
 $1,3 \times 10^{-8} = x^2$
 $1,14 \times 10^{-4} = x$

$[\text{Pb}^{2+}] = x \text{ donc } = 1,14 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$

79. Détermine la concentration molaire des ions fluorure, sachant que la constante du produit de solubilité est de $3,2 \times 10^{-8}$ à une température de 18 °C. $[\text{F}^-] = 0,004 \text{ mol/L}$

Démarche : $\text{PbF}_2(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{F}^-(\text{aq})$

On suppose "x" de PbF_2 en réaction

	I	?	0	0
	R	x	x	2x
	E	état solide	x	2x

$K_{ps} = [\text{Pb}^{2+}][\text{F}^-]^2$

donc $[\text{F}^-] = 2x = 2 \times 0,002 = 0,004 \text{ mol/L}$

$3,2 \times 10^{-8} = x (2x)^2$

$3,2 \times 10^{-8} = x \times 4x^2$

$3,2 \times 10^{-8} = 4x^3$

$\frac{3,2 \times 10^{-8}}{4} = x^3 ; x = 0,002$

4