

○平衡の移動

平衡状態になっているところに何か変化を加えると、新たな平衡状態になる。

= 平衡の移動

(例)  $\text{N}_2$ 、 $\text{H}_2$ 、 $\text{NH}_3$  が



という平衡状態にある

↓

温度を上げると、 $\text{N}_2$  と  $\text{H}_2$  が増えて  $\text{NH}_3$  が減り、新たな平衡状態となる。

○濃度変化と平衡の移動

(例)  $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$  という平衡状態が成り立っている

↓

①  $\text{N}_2$  を加えると、\_\_\_\_\_ 向きの反応速度の方が大きくなる。

→ \_\_\_\_\_ が減って \_\_\_\_\_ が増えた、新たな平衡状態となる。

(=平衡が \_\_\_\_\_ 向きに移動：加えた物質が \_\_\_\_\_ 向き)

②  $\text{N}_2$  を除くと、\_\_\_\_\_ 向きの反応速度の方が大きくなる。

→ \_\_\_\_\_ が減って \_\_\_\_\_ が増えた、新たな平衡状態となる。

(=平衡が \_\_\_\_\_ 向きに移動：除いた物質が \_\_\_\_\_ 向き)

(練習)  $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2\text{HI}$  の気体反応が平衡状態にあるとき、温度を一定にしたまま次の操作を行うと、平衡はそれぞれ左右どちらに移動するか。

- (1) ヨウ素を加える
- (2) ヨウ化水素を除く

○圧力変化と平衡の移動

(例)  $2\text{NO}_2 \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4$  という平衡状態が成り立っている

↓

① 圧力を高くすると、\_\_\_\_\_向きの反応速度の方が大きくなる。

→ \_\_\_\_\_が減って\_\_\_\_\_が増えた、新たな平衡状態となる。

(=平衡が\_\_\_\_\_向きに移動：気体分子の数が\_\_\_\_\_向き)

② 圧力を低くすると、\_\_\_\_\_向きの反応速度の方が大きくなる。

→ \_\_\_\_\_が減って\_\_\_\_\_が増えた、新たな平衡状態となる。

(=平衡が\_\_\_\_\_向きに移動：気体分子の数が\_\_\_\_\_向き)

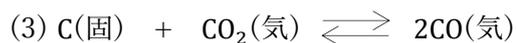
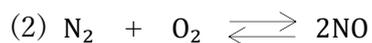
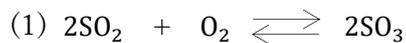
※  $\text{NO}_2$  : \_\_\_\_\_色の気体       $\text{N}_2\text{O}_4$  : \_\_\_\_\_色の気体

↓

①のとき：圧力を高くした（圧縮した）瞬間には容器内の色が\_\_\_\_\_なるが、すぐに容器内の色は\_\_\_\_\_なる。

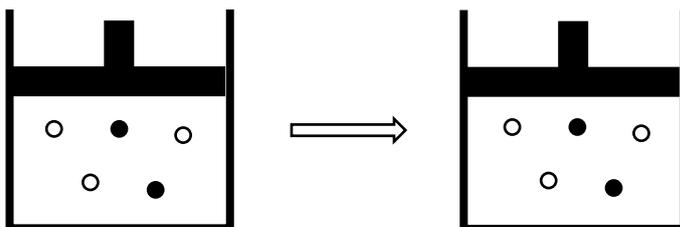
②のとき：圧力を低くした（膨張させた）瞬間には容器内の色が\_\_\_\_\_なるが、すぐに容器内の色は\_\_\_\_\_なる。

(練習) 次の各可逆反応が平衡状態にあるとき、圧縮によって圧力を高くすると平衡はそれぞれ左右どちらに移動するか。



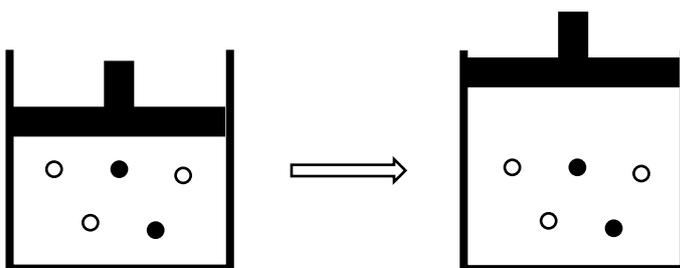
※ 反応に関係ない気体を加えた場合について

(例1) 平衡状態にある  $\overset{\circ}{\text{N}}\overset{\bullet}{\text{O}}_2$  と  $\overset{\bullet}{\text{N}}_2\overset{\bullet}{\text{O}}_4$  の混合気体に、容器の体積を一定に保ちながらアルゴン Ar を加える。



$\text{NO}_2$  と  $\text{N}_2\text{O}_4$  の分圧の和は \_\_\_\_\_ ので、平衡は \_\_\_\_\_ 。

(例2) 平衡状態にある  $\overset{\circ}{\text{N}}\overset{\bullet}{\text{O}}_2$  と  $\overset{\bullet}{\text{N}}_2\overset{\bullet}{\text{O}}_4$  の混合気体に、全圧を一定に保ちながらアルゴン Ar を加える。



$\text{NO}_2$  と  $\text{N}_2\text{O}_4$  の分圧の和は \_\_\_\_\_ ので、  
平衡は \_\_\_\_\_ 。

○温度変化と平衡の移動

(例)  $2\text{NO}_2 \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4$  という平衡状態が成り立っている

↓

熱化学方程式で表すと： $2\text{NO}_2(\text{気}) = \text{N}_2\text{O}_4(\text{気}) + 57 \text{ kJ}$

① 温度を高くすると、\_\_\_\_\_ 向きの反応速度の方が大きくなる。  
→ \_\_\_\_\_ が減って \_\_\_\_\_ が増えた、新たな平衡状態となる。  
(=平衡が \_\_\_\_\_ 向きに移動： \_\_\_\_\_ 反応が起こる向き)

② 温度を低くすると、\_\_\_\_\_ 向きの反応速度の方が大きくなる。  
→ \_\_\_\_\_ が減って \_\_\_\_\_ が増えた、新たな平衡状態となる。  
(=平衡が \_\_\_\_\_ 向きに移動： \_\_\_\_\_ 反応が起こる向き)

(練習)  $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$  の気体反応が平衡状態にあるとき、低温にすると右向きに平衡が移動する。このことから、アンモニアの生成反応は発熱反応、吸熱反応のいずれであると分かるか。

○触媒と平衡

(例) 平衡状態が成り立っているところに触媒を加えると、正反応（右向きの反応）と逆反応（左向きの反応）の反応速度がともに同じ \_\_\_\_\_ で大きくなる。  
→ 触媒を加えても、平衡は \_\_\_\_\_。

(例)  $\text{N}_2$  と  $\text{H}_2$  が封入された容器に触媒を加えると、  
触媒を加えていないときと \_\_\_\_\_ 平衡状態  $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$   
に達するが、平衡状態に達するまでの時間が \_\_\_\_\_ なる。

※ 平衡の移動は、次のように整理できる。

- ・ある物質の濃度を増やすと ⇒ その物質の濃度が \_\_\_\_\_ する向きに平衡が移動
- ・ある物質の濃度を減らすと ⇒ その物質の濃度が \_\_\_\_\_ する向きに平衡が移動
  
- ・圧力を高くすると ⇒ 気体の物質量の和が \_\_\_\_\_ する向きに平衡が移動
- ・圧力を低くすると ⇒ 気体の物質量の和が \_\_\_\_\_ する向きに平衡が移動
  
- ・温度を高くすると ⇒ \_\_\_\_\_ 反応の向きに平衡が移動
- ・温度を低くすると ⇒ \_\_\_\_\_ 反応の向きに平衡が移動
  
- ・触媒を加えると ⇒ 平衡は移動 \_\_\_\_\_



「平衡状態に変化を加えると、その変化を \_\_\_\_\_ 向きに平衡が移動する」  
= ルシャトリエの原理

(練習)  $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$  の気体反応が、体積を自由に变化させられるピストンつき容器の中で平衡状態にあるとき、次の(1)~(4)の操作を行うと、平衡はそれぞれ左右どちらに移動するか。

- (1) ピストンを押して圧縮する。
- (2) ピストンにかかる力を一定にして He を加える。
- (3) ピストンを固定して He を加える。
- (4) ピストンを固定して、触媒を加える。

※ 平衡定数による平衡の移動の理解

・濃度変化の影響

$\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$  という可逆反応の平衡定数は

$$K = \underline{\hspace{4cm}}$$

である。これが平衡状態になっている状態で  $\text{N}_2$  を加えると、  
平衡定数  $K$  を一定に保つために平衡が \_\_\_\_\_ 向きに移動すると理解できる。

温度が変わらなければ、平衡定数  $K$  は一定のまま変わらない。

・圧力変化の影響

$2\text{NO}_2 \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4$  という可逆反応の平衡定数は

$$K = \underline{\hspace{4cm}}$$

である。これが平衡状態になっている状態で圧力を高くする（圧縮する）と、  
平衡定数  $K$  を一定に保つために平衡が \_\_\_\_\_ 向きに移動すると理解できる。

温度が変わらなければ、平衡定数  $K$  は一定のまま変わらない。

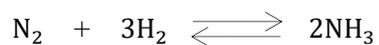
・温度変化の影響

$2\text{NO}_2 \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4$  という可逆反応の平衡定数  $K$  は、温度が上がると

小さくなる。そのため、平衡が \_\_\_\_\_ 向きに移動する。

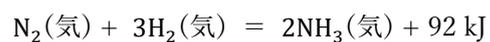
○化学平衡と工業

\_\_\_\_\_の重要な材料であるアンモニア NH<sub>3</sub> は、



という反応によって合成されている。

熱化学方程式で表すと



- ・圧力を \_\_\_\_\_ する方が、生じるアンモニア NH<sub>3</sub> の量が多くなる。
- ・温度を \_\_\_\_\_ する方が、生じるアンモニア NH<sub>3</sub> の量が多くなる。  
… ただし、温度が低すぎると反応速度が \_\_\_\_\_ なるので  
生産の能率が悪くなる。

※ 実際には、400～500 °C、大気圧の数百倍の圧力という条件にして、

\_\_\_\_\_を主成分とする触媒を用いて合成されている。

(ハーバー・ボッシュ法)

○電離平衡

電離平衡 = 電離によって作られる平衡状態

… まずは、酸や塩基の電離平衡について考える。

… 強酸や強塩基はほぼ \_\_\_\_\_ % 電離するので、平衡状態は考えない。

電離する割合 (= \_\_\_\_\_) が小さい弱酸や弱塩基について考える。

・弱酸の電離

(例) 酢酸  $\text{CH}_3\text{COOH}$  の電離:  $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$  \_\_\_\_\_



平衡定数  $K =$  \_\_\_\_\_

と書けるが、この中の \_\_\_\_\_ はほぼ一定なので、電離平衡では次の電離定数を利用する。

電離定数  $K_a =$  \_\_\_\_\_

$\text{H}_3\text{O}^+$  は、略して  $\text{H}^+$  と記される。

・弱塩基の電離

(例) アンモニア  $\text{NH}_3$  の電離:  $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$  \_\_\_\_\_



平衡定数  $K =$  \_\_\_\_\_

だが、やはり \_\_\_\_\_ はほぼ一定なので、次の電離定数を利用する。

電離定数  $K_b =$  \_\_\_\_\_

○水のイオン積と pH

水  $\text{H}_2\text{O}$  は、わずかに電離している： $\text{H}_2\text{O} \rightarrow$  \_\_\_\_\_



平衡定数  $K =$  \_\_\_\_\_

だが、やはり \_\_\_\_\_ はほぼ一定なので、「水のイオン積 (=水の電離定数)」  
を利用する。

水のイオン積  $K_w =$  \_\_\_\_\_

$K_w$  の値は、温度によって変わる。

25 °C のとき： $K_w = 1.0 \times 10^{-14} (\text{mol/L})^2$



水の電離は吸熱反応なので、温度が高くなるほど  $K_w$  は  
\_\_\_\_\_ なる。



25 °C のとき

- ・酸性の水溶液の  $[\text{H}^+] >$  \_\_\_\_\_ mol/L  $> [\text{OH}^-]$
- ・中性の水溶液の  $[\text{H}^+] =$  \_\_\_\_\_ mol/L  $= [\text{OH}^-]$
- ・塩基性水溶液の  $[\text{H}^+] <$  \_\_\_\_\_ mol/L  $< [\text{OH}^-]$

(練習) 次のそれぞれの水溶液の、25 °C における  $[\text{H}^+]$  の値を求めよ。

- (1)  $[\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$  の水溶液
- (2)  $[\text{OH}^-] = 2.0 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$  の水溶液

pH（水溶液の酸性 or 塩基性の度合いを表す）は、次のような値である。

$$\text{pH} = -\log_{10}[\text{H}^+]$$



25 °C のとき

- ・ 酸性の水溶液の  $[\text{H}^+] > 1.0 \times 10^{-7} \text{ mol/L} \Rightarrow \text{pH} \underline{\quad} 7$
- ・ 中性の水溶液の  $[\text{H}^+] = 1.0 \times 10^{-7} \text{ mol/L} \Rightarrow \text{pH} \underline{\quad} 7$
- ・ 塩基性水溶液の  $[\text{H}^+] < 1.0 \times 10^{-7} \text{ mol/L} \Rightarrow \text{pH} \underline{\quad} 7$

（練習）次のそれぞれの水溶液の pH を求めよ。ただし、各水溶液は 25 °C であり、25 °C における水のイオン積は  $1.0 \times 10^{-14} (\text{mol/L})^2$  とする。

- (1)  $[\text{H}^+] = 1.0 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$  の水溶液
- (2)  $[\text{H}^+] = 2.0 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$  の水溶液 ( $\log_{10} 2.0 = 0.30$  とする)
- (3)  $[\text{OH}^-] = 2.0 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$  の水溶液 ( $\log_{10} 2.0 = 0.30$  とする)

○強酸・強塩基の pH

強酸や強塩基は、水中でほぼ 100 % 電離している。

・強酸の pH の求め方

(例) 0.10 mol/L の HCl aq :  $\text{HCl} \rightarrow$  \_\_\_\_\_ と電離



pH = \_\_\_\_\_

・強塩基の pH の求め方

(例) 0.10 mol/L の NaOH aq :  $\text{NaOH} \rightarrow$  \_\_\_\_\_ と電離



25 °C では、 $[\text{H}^+] =$  \_\_\_\_\_ mol/L なので、pH = \_\_\_\_\_

25 °C では、 $K_w = 1.0 \times 10^{-14} (\text{mol/L})^2$

(練習) 次のそれぞれの水溶液の pH を求めよ。ただし、各水溶液は 25 °C であり、25 °C における水のイオン積は  $1.0 \times 10^{-14} \text{ (mol/L)}^2$  とする。また、 $\log_{10} 2.0 = 0.30$  とする。

- (1) 0.20 mol/L の硝酸
- (2)  $1.0 \times 10^{-4}$  mol/L の硫酸
- (3)  $5.0 \times 10^{-2}$  mol/L の水酸化ナトリウム水溶液

○弱酸・弱塩基の pH

弱酸や弱塩基では、電離度を考える必要がある。

電離度 = \_\_\_\_\_

・弱酸の pH の求め方

(例) 0.10 mol/L の  $\text{CH}_3\text{COOH}$  aq :  $\text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow$  \_\_\_\_\_ と電離

電離度を 0.010 とする。



pH = \_\_\_\_\_

・弱塩基の pH の求め方

(例) 0.10 mol/L の  $\text{NH}_3$  aq :  $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$  \_\_\_\_\_ と電離

電離度を 0.010 とする。



25 °C では、 $[\text{H}^+] =$  \_\_\_\_\_ mol/L なので、pH = \_\_\_\_\_

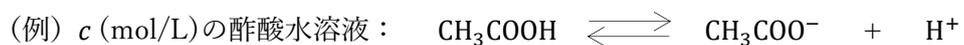
25 °C では、 $K_w = 1.0 \times 10^{-14} (\text{mol/L})^2$

(練習) 次のそれぞれの水溶液の pH を求めよ。ただし、各水溶液は 25 °C であり、25 °C における水のイオン積は  $1.0 \times 10^{-14} \text{ (mol/L)}^2$  とする。また、 $\log_{10} 5.0 = 0.70$  とする。

- (1) 0.010 mol/L の酢酸水溶液 (電離度 0.050)
- (2) 0.10 mol/L のアンモニア水 (電離度 0.020)

○電離定数と電離度の関係

弱酸や弱塩基における、電離定数  $K_a$  ( $K_b$ ) と電離度  $\alpha$  の関係を考える。



$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

$\alpha \ll 1$  なので



$$\alpha = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{c} \quad \text{より} \quad [\text{H}^+] = \frac{K_a c}{K_a + c}$$

※ 弱塩基でも、同じ関係が成り立つ。

$$\alpha = \frac{[\text{OH}^-]}{c} \quad [\text{OH}^-] = \frac{K_b c}{K_b + c}$$

※ 電離定数  $K_a$  ( $K_b$ ): 温度が一定であれば \_\_\_\_\_ である。

電離度  $\alpha$  : 温度が一定でも、 \_\_\_\_\_ によって変わる。

(練習) 酢酸の電離定数を  $K_a = 2.8 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$  として、以下の各問いに答えよ。

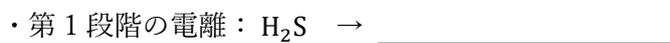
- (1) 0.070 mol/L の酢酸水溶液における、酢酸の電離度はいくらか。
- (2) 0.10 mol/L の酢酸水溶液の水素イオン濃度  $[\text{H}^+]$  はいくらか。ただし、 $\sqrt{2.8} = 1.7$  とする。

(練習) ある酸の電離定数は  $K_a = 3.0 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$  である。この酸の濃度が 0.30 mol/L のとき、以下の各問いに答えよ。

- (1) この酸の水素イオン濃度  $[\text{H}^+]$  はいくらか。
- (2) この酸の pH はいくらか。ただし、 $\log_{10} 3.0 = 0.48$  とする。

○2 価の酸の電離

(例) 硫化水素  $\text{H}_2\text{S}$  は、



のように、2 段階で電離する。



$\text{H}_2\text{S}$  は \_\_\_\_\_ 酸なので、どちらの段階の電離定数も非常に小さいが、特に第 2 段階の電離定数は非常に小さい。

第 1 段階の電離定数  $K_1 =$  \_\_\_\_\_  $= 9.6 \times 10^{-8} \text{ mol/L}$

第 2 段階の電離定数  $K_2 =$  \_\_\_\_\_  $= 1.3 \times 10^{-14} \text{ mol/L}$

(いずれも  $25^\circ\text{C}$  での値)



2 つの式から  $[\text{S}^{2-}] =$  \_\_\_\_\_ と求められる。

例えば、 $[\text{H}_2\text{S}] = 0.07 \text{ mol/L}$  のとき、

$[\text{S}^{2-}] \doteq$  \_\_\_\_\_



pH = 11 のとき： $[\text{S}^{2-}] =$  \_\_\_\_\_ mol/L

pH = 1 のとき： $[\text{S}^{2-}] =$  \_\_\_\_\_ mol/L

○ pH 指示薬

pH 指示薬の多くは弱酸 (or その塩) : HX という化学式で表せる



電離平衡 :  $\text{HX} \rightarrow \text{H}^+ + \text{X}^-$  の状態になる。

→ 電離定数  $K_a =$

pH が大きくなると ⇒ \_\_\_\_\_ より \_\_\_\_\_ の割合が多くなる。

pH が小さくなると ⇒ \_\_\_\_\_ より \_\_\_\_\_ の割合が多くなる。

(例) メチルオレンジ :  $\text{HX} \rightarrow \text{H}^+ + \text{X}^-$  ( $K_a = 3.0 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$ )  
赤色 黄色

・  $\frac{[\text{HX}]}{[\text{X}^-]} > 10$  なら赤色に見える

… そうなるのは、 $\frac{[\text{HX}]}{[\text{X}^-]} =$  \_\_\_\_\_  $> 10$  より

$[\text{H}^+] >$  \_\_\_\_\_ mol/L (pH  $< 2.5$ ) のときだと分かる。

・  $\frac{[\text{X}^-]}{[\text{HX}]} > 10$  なら黄色に見える

… そうなるのは、 $\frac{[\text{X}^-]}{[\text{HX}]} =$  \_\_\_\_\_  $> 10$  より

$[\text{H}^+] <$  \_\_\_\_\_ mol/L (pH  $> 4.5$ ) のときだと分かる。

