

学習支援センター 化学 FAQ

Q1:化学の古典法則にある定比例と倍数比例の法則の違いは何ですか。

(アドバイス)

「定比例の法則」は化合物を構成する成分元素の質量比は常に一定であるという法則で、水では水素:酸素=2:16=1:8です。フランスのプールの唱えた説です。

「倍数比例の法則」は2種類の元素から2種以上の化合物を生じる場合、一方の元素の一定量と化合する他方の元素の質量は簡単な整数比になるという法則で、炭素 C と酸素 O とからできる CO と CO₂ について考えてみます。CO では炭素:酸素=12:16=3:4、CO₂ では炭素:酸素=12:32=3:8 になります。したがって(CO 中の酸素):(CO₂ 中の酸素)=4:8 つまり 1:2 です。CO:CO₂ になっています。イギリスのドルトンが唱えたものです。違いがわかりましたか。

Q2:濃度計算について教えてください。

(例)「質量パーセント濃度 28%、密度 1.2g/cm³ の硫酸水溶液は何 mol/ℓ ですか。」

(アドバイス)

硫酸水溶液 1 ℓ (1000cm³)は

$$1000 \times 1.2 = 1200 \text{ g}$$

その 28%は

$$1200 \times 28 / 100 = 336 \text{ g}$$

硫酸の分子量は 98 なので

$$336 / 98 = 3.4 \text{ mol}$$

これが 1 ℓ 中に入っているので 3.4 mol/ℓ となります。

一つの式では

$$(1000 \times 1.2 \times 28 / 100) \div 98 = 3.4 \text{ mol/ℓ です。}$$

(例)AgNO₃ (式量=170) 1.00ppm の溶液をモル濃度になおすにはどうすればいいですか。

(アドバイス)

ppm とは (parts per million) といって 100 万分の一つまり 1mℓ 中に溶質が何 μg 溶けているかということです。

$$\begin{aligned} \text{よって、} \quad 1.00 \text{ ppm} &= 1.00 \mu \text{ g/ml} \\ &= 1.00 \times 10^{-6} \text{ g/ml} \\ &= 1.00 \times 10^{-3} \text{ g/l} \end{aligned}$$

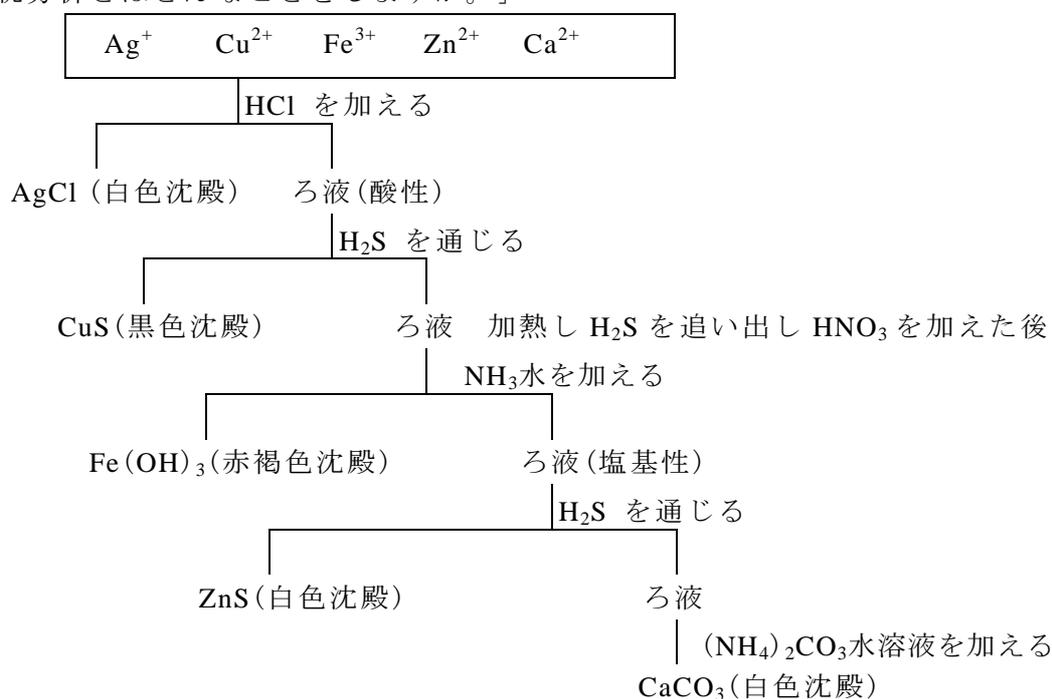
ということは $1.00 / 170 = 5.88 \times 10^{-6} \text{ mol/l}$ になります。

Q3:化学実験をあまりしていないので不安です。どうしたらよいですか。

(アドバイス)

大丈夫です。岡山理科大学では基礎から実験を指導してくれますので、安心してください。通信制高校、実業高校などから入学してきた学生諸君の中には実験があまりできていない人もたくさんいます。それでも今まで行った実験を思いだし、どのような器具・材料を使用したのか教科書を見て確認しておくようにして下さい。基本操作方法も思い出しておいてください。また、実験結果を見て比較し、考察ができるようにしておくことも必要です。さらに、参考書の図解などがあれば一度、目を通しておくのがよいと思います。相談室の質問で多いのは分析の実験です。内容は系統分析といって金属イオンの分離をすることです。

(例)「系統分析とはどんなことをしますか。」



のような数種類の金属イオンを分離する操作を扱うので、沈殿反応、沈殿生成をきちんと頭に入れておくこと。高校の教科書に載っているのでも基本をマスターしておくことが必要です。ここで沈殿の一部を書いておきます。

- | | |
|---|--|
| Cl ⁻ ・ ・ AgCl(白) PbCl ₂ (白) | H ₂ S ・ ・ 酸性度に無関係で沈殿するもの |
| Br ⁻ ・ ・ AgBr(淡黄) | CuS(黒) HgS(黒) PbS(黒) Ag ₂ S(黒) |
| SO ₄ ²⁻ ・ ・ BaSO ₄ (白) CaSO ₄ (白) | ・ ・ 中性・塩基性水溶液の時のみ沈殿 |
| PbSO ₄ (白) | ZnS(白) FeS(黒) |
| CO ₃ ²⁻ ・ ・ BaCO ₃ (白) CaCO ₃ (白) | ・ ・ 沈殿を生じない |
| PbCO ₃ (白) | Al ³⁺ Ba ²⁺ Ca ²⁺ Mg ²⁺ Na ⁺ K ⁺ |
| OH ⁻ ・ ・ Al(OH) ₃ (白) Fe(OH) ₃ (赤褐) Fe(OH) ₂ (淡緑) | |
| Zn(OH) ₂ (白) Pb(OH) ₂ (白) Ag ₂ O(褐) | |

Q4:水素イオン指数 pH とは何ですか、またその計算の方法を教えてください。

(アドバイス)

水溶液中の水素イオン濃度 $[H^+]$ 値はあまりにも小さく扱いにくいので、 $[H^+]$ の逆数の常用対数を使います。 $pH = -\log_{10} [H^+]$ の値をとると使いやすい数字になります。その数字が大きいか小さいかを比較します。これが水素イオン指数 pH といい、水溶液の酸性・塩基性を 0~14 の数値で表すようにしたものです。 $pH=7$ が中性でそれより小さいほど酸性が強く、大きいほど塩基性が強いことになります。

(例) 0.01 mol/l の HCl 水溶液の pH を求めよ。

(アドバイス)

塩酸は強酸で水溶液中では完全に電離していて

HCl 水溶液中の $[H^+] = 10^{-2} \text{ mol/l}$ なので

$$pH = -\log_{10}(10^{-2}) = -(-2) = 2 \text{ になります。}$$

0.02 mol/l の HCl 水溶液では $[H^+] = 2 \times 10^{-2} \text{ mol/l}$ なので

$$pH = -\log_{10}(2 \times 10^{-2}) = 2 - \log_{10}2 = 2 - 0.3 = 1.7 \text{ になります。}$$

(例) 0.1 mol/l の NaOH 水溶液の pH を求めよ。

(アドバイス)

NaOH は強塩基で水溶液中では次のように完全に電離していて



水溶液中の $[\text{OH}^-] = 10^{-1} \text{ mol/l}$

水のイオン積 $[H^+] \times [\text{OH}^-] = 10^{-14} (\text{mol/l})^2$ より

$$[H^+] = 10^{-13} \text{ mol/l}$$

よって $pH = -\log_{10}(10^{-13}) = 13$ になります。

(例) 0.1 mol/l の酢酸水溶液の pH を求めよ。

ただし、この水溶液の電離度は 0.013 である。 $\log_{10}1.3 = 0.114$ とする。

(アドバイス)



電離度 = 0.013 ということは水素イオン濃度 $[H^+]$ は

$$[H^+] = 0.1 \times 0.013 = 1.3 \times 10^{-3} \text{ mol/l}$$

よって $pH = -\log_{10}(1.3 \times 10^{-3}) = 3 - \log_{10}1.3 = 3 - 0.114 = 2.886$

Q5:酸化還元反応の反応式について教えてください。

(アドバイス)

Mg は空气中で燃焼させると酸化されて白色の MgO になります。

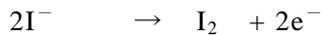
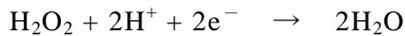


ここで Mg は $2\text{Mg} \rightarrow 2\text{Mg}^{2+} + 4e^-$ (酸化)

O_2 は $\text{O}_2 + 4e^- \rightarrow 2\text{O}^{2-}$ (還元) という電子の授受で説明することができます。 e^- を失うのが酸化で、 e^- を受け取るのが還元です。

(例) 硫酸酸性の H_2O_2 水溶液にヨウ化カリウムを加える反応では

酸化剤である H_2O_2 の受け取る e^- の数と、還元剤である KI が失う e^- の数が等しくなるようにしていきます。



両辺を加えて e^- を消去すると



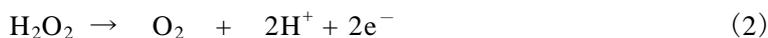
これに 2K^+ と SO_4^{2-} を加えると



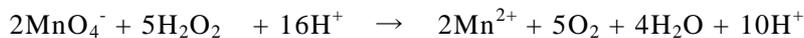
と反応式が完成します。大変難しい反応式ですが、よく来室する質問内容です。

一度作れるようになるとどんな反応式でも e^- を消すことができれば大丈夫です。

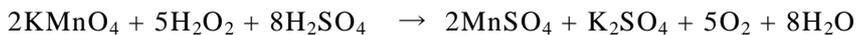
(例) H_2O_2 は硫酸酸性の KMnO_4 のような酸化剤と反応する場合還元剤としても作用します。その反応は



(1) 式を 2 倍し、(2) 式を 5 倍すると e^- を消します。



H^+ もまとめて、さらに K^+ と SO_4^{2-} を加えると



すごい化学反応式のできあがりです。

※硫酸酸性とは KMnO_4 や $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ などの酸化剤は希硫酸中では特に酸化力が強く、反応が起きやすくなります。

Q6: 電離平衡とは何ですか。

(アドバイス)

酢酸は水溶液中で、水素イオンと酢酸イオンに分かれて、残りの酢酸と平衡を保っています。



このように、電解質が水溶液中でイオンになることを電離といいます。また、電離していない物質と電離して生じたイオンとの間に平衡が成り立っているとき、これを電離平衡といいます。電離平衡の状態にある水溶液中で、電解質が電離する度合いを電離度といいます。

(例) ある温度で、 0.1mol/l の酢酸水溶液 500ml 中に存在する CH_3COO^- は、 $6.5 \times 10^{-4}\text{mol}$ であった。この水溶液中の酢酸の電離度および pH を求めよ。

(アドバイス)

CH_3COOH の mol 数は

$$0.1 \times 500 = 5.0 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

また、電離した CH_3COO^- の mol 数が $6.5 \times 10^{-4} \text{ mol}$ なので

$$\begin{aligned} \text{電離度} &= [\text{CH}_3\text{COO}^-] / [\text{CH}_3\text{COOH}] = (6.5 \times 10^{-4}) / (5.0 \times 10^{-2}) \\ &= (5.0 \times 10^{-2}) = 1.3 \times 10^{-2} \end{aligned}$$

$[\text{H}^+]$ は $(5.0 \times 10^{-2}) \times \text{電離度}$ なので

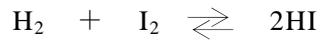
$$[\text{H}^+] = (5.0 \times 10^{-2}) \times (1.3 \times 10^{-2}) = 6.5 \times 10^{-4} \text{ mol/l} \quad \text{CH}_3\text{COO}^- \text{ と同じです。}$$

$$\text{pH} = -\log_{10}(6.5 \times 10^{-4}) = 4 - \log_{10}6.5 = 4 - 0.8 = 3.2$$

Q7:平衡定数とはなんですか。

(アドバイス)

密閉した容器の中に H_2 と I_2 を入れて放置すると



という化学平衡の状態になった反応において

右向き(正反応)の反応速度 v_1 は

$$v_1 = k_1 [\text{H}_2] [\text{I}_2]$$

左向き(逆反応)の反応速度 v_2 は

$$v_2 = k_2 [\text{HI}]^2$$

化学平衡では正反応の反応速度 v_1 と逆反応の反応速度 v_2 は

$$v_1 = v_2 \quad \text{なので}$$

$$k_1 [\text{H}_2] [\text{I}_2] = k_2 [\text{HI}]^2$$

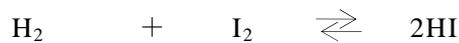
ここで比例定数 k をまとめ、それを K とすると

$$K = k_1/k_2 = [\text{HI}]^2 / [\text{H}_2] [\text{I}_2]$$

という式ができます。この K を平衡定数といいます。

(例)水素 5.5mol とヨウ素 4.0mol を 10ℓ の容器に入れ温度を一定に保つとヨウ化水素が 7mol 生じて平衡状態になった。このときの平衡定数を求めよ。

(アドバイス)



$$(5.5-3.5) \text{ mol} \quad (4.0-3.5) \text{ mol} \quad 7.0 \text{ mol}$$

それぞれの濃度 $[\text{H}_2] = (2.0/10) \text{ mol}/\ell$ $[\text{I}_2] = (0.5/10) \text{ mol}/\ell$ $[\text{HI}] = (7.0/10) \text{ mol}/\ell$

これを上の式に代入します

$$\begin{aligned} K &= [\text{HI}]^2 / [\text{H}_2] [\text{I}_2] \\ &= (7.0/10)^2 / (2.0/10) (0.5/10) \\ &= 49 \end{aligned}$$

となります。

化学平衡とか電離平衡は化学Ⅱの分野ですが、講義、実験の中によく出てくるので、高校で履修していない人は是非相談室に来室してください。この分野だけでも一日1時間ずつ3~4度も来室した人がいます。しかし、参考書などの教材は用意しててください。また、高校3年生で履修したが、苦手という人も相談に来て下さい。この分野の語句として化学平衡、電離平衡、pH、電離度、平衡定数などが出てきます。