

第3回 解答・解説

設問別正答率

解答番号	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
配点	4	3	4	4	3	3	4	3	4	4
正答率(%)	68.8	81.0	80.1	39.3	49.9	28.7	68.8	56.2	48.8	64.4
解答番号	11	12	13	14	15					
配点	2	2	4	3	3					
正答率(%)	21.1	22.7	47.7	45.4	46.6					

設問別成績一覧

設問	設問内容	配点	全体	現役	高卒	標準偏差
合計		50	26.8	26.4	31.0	9.9
1	原子の構造, 化学結合	25	15.1	14.8	17.6	6.0
2	化学量, 酸・塩基, 酸化還元反応	25	11.8	11.6	13.4	5.6

(50点満点)

問題番号	設問	解答番号	正解	配点	自己採点
第1問	問1	1	①	4	
	問2	2	②	3	
	問3	3	③	4	
	問4	4	⑤	4	
	問5	5	③	3	
	問6	6	④	3	
	問7	7	⑤	4	
第1問 自己採点小計				(25)	
第2問	問1	8	②	3	
	問2	9	①	4	
	問3	10	④	4	
	問4	11	②	2	
		12	①	2	
	問5	13	③	4	
	問6	14	④	3	
問7	15	②	3		
第2問 自己採点小計				(25)	
自己採点合計				(50)	

第1問 物質の構成

問1 原子の電子配置と元素の性質

元素ア～オの原子の電子配置は、それぞれ次のようになる。

	元素記号	電子配置			
		K殻	L殻	M殻	N殻
ア	${}^2\text{He}$	2			
イ	${}^8\text{O}$	2	6		
ウ	${}^{12}\text{Mg}$	2	8	2	
エ	${}^{13}\text{Al}$	2	8	3	
オ	${}^{19}\text{K}$	2	8	8	1

原子番号1～20までの周期表で、元素ア～オを以下に示す。

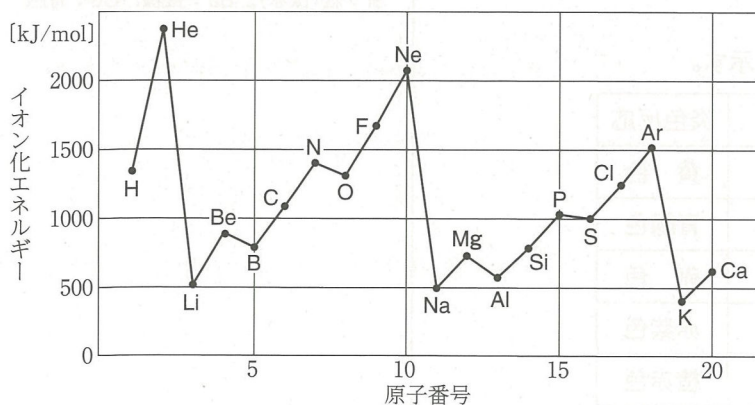
族 \ 周期	1	2	13	14	15	16	17	18
1	H							アHe
2	Li	Be	B	C	N	イO	F	Ne
3	Na	ウMg	エAl	Si	P	S	Cl	Ar
4	オK	Ca						

■ は金属元素, □ は非金属元素

① 誤り。ア(He)は周期表で18族に属し、ウ(Mg)は周期表で2族に属する。

② 正しい。原子のイオン化エネルギーは、同一周期では原子番号が大きいほど、同族では原子番号が小さいほど大きくなる傾向がある。したがって、周期表で右上に位置する元素の原子ほどイオン化エネルギーは大きくなり、左下に位置する元素の原子ほどイオン化エネルギーは小さくなる傾向がある。よって、ア～オのうちで、周期表で最も右上に位置するア(He)の原子のイオン化エネルギーが最も大きい。

なお、原子番号1～20までの元素の原子のイオン化エネルギーは、次のグラフで表される。



③ 正しい。イ(O)の原子は、最外殻に6個の電子をもち、2

原子番号, 質量数



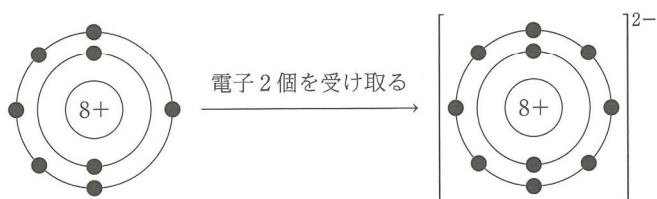
(原子番号)=(陽子の数)

(質量数)=(陽子の数)+(中性子の数)

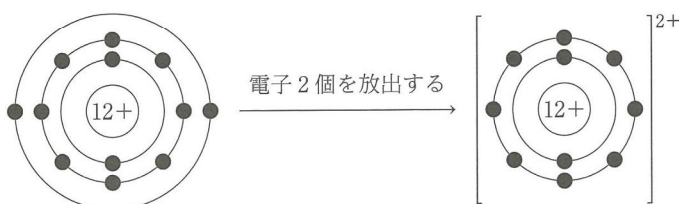
イオン化エネルギー

原子から電子1個を取り去って1価の陽イオンとするのに必要なエネルギー。イオン化エネルギーが小さい原子ほど陽イオンになりやすい。

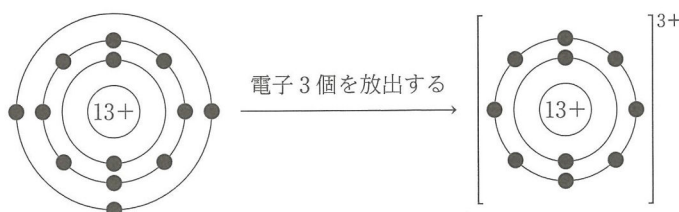
個の電子を受け取って、18族のネオン原子 Ne と同じ電子配置である酸化物イオン O^{2-} になりやすい。



④ 正しい。ウ (Mg) の原子は最外殻に 2 個の電子をもち、その電子を放出して、安定な Ne と同じ電子配置であるマグネシウムイオン Mg^{2+} になりやすい。



エ (Al) の原子は最外殻に 3 個の電子をもち、その電子を放出して、安定な Ne と同じ電子配置であるアルミニウムイオン Al^{3+} になりやすい。



よって、ウとエの原子がともに安定な陽イオンになったとき、その電子配置は同じである。

⑤ 正しい。オ (K) は、周期表で 1 族に属し、金属元素に属する。なお、周期表で水素 H を除く 1 族元素はアルカリ金属元素とよばれ、いずれも金属元素(前ページの周期表の の部分)である。

1

 ... ①

問2 炎色反応

試料水溶液を白金線につけ、ガスバーナーの外炎に入れると、特有な炎色反応を示す元素がある。

①～⑤の物質の水溶液の炎色反応を示す。

	物質	炎色反応
①	塩化ナトリウム NaCl	黄色
②	塩化銅(Ⅱ) $CuCl_2$	青緑色
③	塩化リチウム LiCl	赤色
④	硝酸カリウム KNO_3	赤紫色
⑤	硝酸カルシウム $Ca(NO_3)_2$	橙赤色

よって、水溶液が青緑色の炎色反応を示す物質は、②である。

同族元素

アルカリ金属元素 H を除く 1 族元素

アルカリ土類金属元素 Be, Mg を除く 2 族元素

ハロゲン元素 17 族元素

希ガス(貴ガス)元素 18 族元素

炎色反応

ある種の元素を含む物質を炎の中に入れると、炎が呈色する現象。成分元素の検出に用いられる。

Li : 赤, Na : 黄, K : 赤紫, Ca : 橙赤,
Sr : 紅(深赤), Ba : 黄緑, Cu : 青緑

2 … ②

問3 原子量

元素を構成する各同位体の相対質量に存在比をかけて求めた相対質量の平均値を、元素の原子量という。ガリウム Ga の原子量は、与えられた二つの同位体の相対質量と存在比 (^{69}Ga : 相対質量 69, 存在比 60.0%, ^{71}Ga : 相対質量 71, 存在比 40.0%) から、次のように求められる。

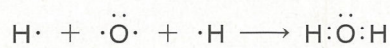
$$69 \times \frac{60.0}{100} + 71 \times \frac{40.0}{100} = 69.8$$

なお、より正確には、 ^{69}Ga : 相対質量 68.93, 存在比 60.1%, ^{71}Ga : 相対質量 70.92, 存在比 39.9% であり、この数値から Ga の原子量は 69.7 と算出される。

3 … ③

問4 水分子とオキソニウムイオン

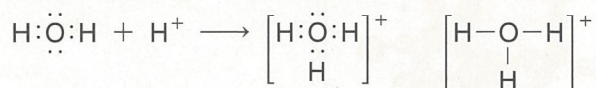
① 正しい。水分子 H_2O では、水素原子 H と酸素原子 O がそれぞれの不対電子を 1 個ずつ出しあって共有電子対をつくり、共有結合によって結びついている。



② 正しい。 H_2O は、2 組の共有電子対と 2 組の非共有電子対をもつ。



③ 正しい。オキソニウムイオン H_3O^+ は、水分子 H_2O に水素イオン H^+ が配位結合してできているイオンである。



電子式 構造式

④ 正しい。配位結合は、でき方が共有結合と異なるだけで、できた結合の性質は、通常の共有結合と同じである。したがって、 H_3O^+ に含まれる三つの O-H 結合の性質はすべて同じで、互いに区別できない。

⑤ 誤り。分子中に含まれる電子の総数は、陽子の総数と等しいので、分子を構成する各原子の原子番号の和と等しい。 H_2O に含まれる電子の総数は、

$$1 \times 2 + 8 = 10$$

陽イオンは正電荷をもつ粒子であり、電子の総数は、陽子の総数よりイオンの価数だけ少ないので、 H_3O^+ に含まれる電子の総数は、各原子の原子番号の和から 1 を引いた数である。

$$(1 \times 3 + 8) - 1 = 10$$

よって、水分子がもつ電子の総数とオキソニウムイオンがもつ電子の総数は等しい。

同位体

原子番号が同じであるが、原子核中の中性子の数が異なる原子(したがって、質量数が異なる原子)どうしを互いに同位体という。

原子量

同位体の相対質量とその存在比から求められる相対質量の平均値。

原子量

= {各同位体の相対質量 × 存在比} の和

不対電子

共有結合を形成する前の対になっていない価電子。H には 1 個、C には 4 個、N には 3 個、O には 2 個、F と Cl には 1 個の不対電子がある。

共有電子対

2 原子間で共有されている電子対。

非共有電子対

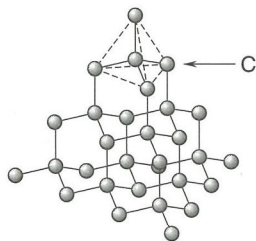
共有結合に使われていない電子対。

配位結合

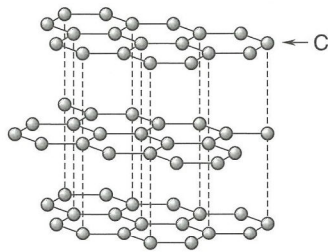
一方の原子の不共有電子対が他方の原子に提供されてできる共有結合。

問5 共有結合の結晶

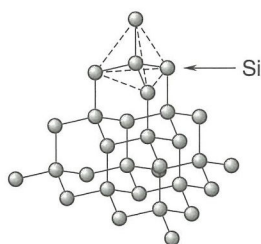
①～⑤の選択肢の単体のうち、炭素Cの単体であるダイヤモンドと黒鉛(グラファイト)、およびケイ素Siの単体が、共有結合の結晶(共有結合結晶)である。



ダイヤモンド

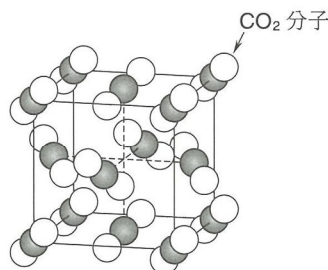


黒鉛(グラファイト)

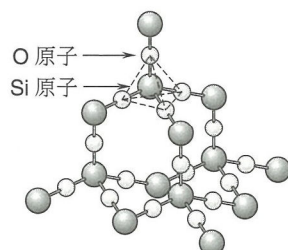


ケイ素

Cの酸化物である二酸化炭素 CO_2 の結晶(ドライアイス)は、分子結晶であるが、Siの酸化物である二酸化ケイ素 SiO_2 の結晶(石英、水晶など)は、共有結合の結晶である。



ドライアイスの結晶構造



二酸化ケイ素の結晶構造の例

よって、元素Xは④Siである。

問6 ナトリウムと塩化ナトリウム

ナトリウムNaは金属結晶であり、塩化ナトリウムNaClはイオン結晶である。したがって、化学的性質は大きく異なる。

① 金属結晶であるNaには自由電子が存在するが、イオン結晶であるNaClには自由電子は存在しない。よって、①の記述はNaのみに当てはまる。

② 金属結晶であるNaは自由電子をもつので、固体でも、融解して液体になっても電気を導く。イオン結晶であるNaClは、固体状態では、イオンが自由に移動できないので電気を導かないが、融解して液体になるとイオンが移動できるようになり、電気を導く。よって、②の記述は両方の物質に当てはまる。

共有結合の結晶(共有結合結晶)

原子が共有結合によって次々と結びついた結晶。(ダイヤモンドC, 黒鉛C, ケイ素Si, 二酸化ケイ素 SiO_2 など)

融点が高く、非常に硬い。また、電気を導かない。(ただし、黒鉛は軟らかく、電気を導く。また、ケイ素は半導体である。)

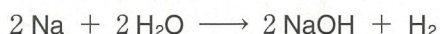
金属結晶

金属元素の原子が金属結合によって次々と結びついた結晶。鉄、アルミニウム、銅などがある。電気伝導性があり、また、展性や延性を示す。

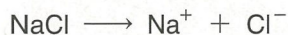
イオン結晶

陽イオンと陰イオンがイオン結合によって次々と結びついた結晶。塩化ナトリウム、塩化カルシウム、炭酸ナトリウムなどがある。硬いが、もろいものが多い。結晶には電気伝導性がない。

③ Na は、イオン化傾向が大きく、常温の水と次のように反応して、水素 H₂ を発生しながら溶ける。

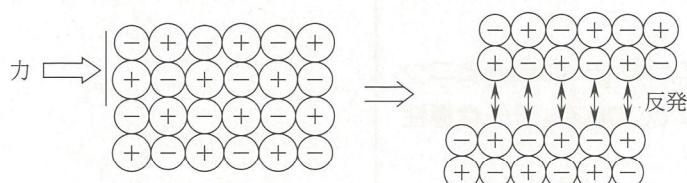


イオン結晶は水に溶けやすいものが多い。NaCl は水に溶けやすく、水に溶けると水溶液中では次のように電離する。



よって、③の記述は両方の物質に当てはまらない。

④ Na などの金属結晶に力を加えた場合、結晶中の原子の位置がずれても、自由電子による原子どうしの結合(金属結合)が保たれやすいので、金属結晶は割れにくい。一方、イオン結晶である NaCl に力を加えると、陽イオンと陰イオンの位置がずれ、同種のイオンどうしが接近すると、互いに反発しあうので特定の面に沿って割れやすい。この性質を^{へきかい}劈開という。よって、④の記述は NaCl のみに当てはまる。



⑤ 物質を構成する元素の種類と、それぞれの原子(原子団)の数を最も簡単な整数比で表した化学式を組成式という。Na のような金属結晶や、NaCl のようなイオン結晶は組成式で表される。よって、⑤の記述は両方の物質に当てはまる。

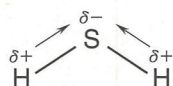
6 ... ④

問7 分子の極性

異なる二原子間の共有結合では、共有電子対は電気陰性度の大きい原子の方に引き寄せられ、電気陰性度の大きい原子は、わずかに負の電荷(δ-)を帯び、電気陰性度の小さい原子は、わずかに正の電荷(δ+)を帯びる。これを結合の極性という。分子全体としての極性の有無は、分子中の結合の極性と分子の形で決まる。

ア 同じ元素の原子どうしの結合であり極性がないため、H₂ は無極性分子である。

イ 電気陰性度が S>H のため、H₂S 分子中の S-H 結合は、次のように極性をもつ。



←は結合の極性を表し、矢印の方向に共有電子対が引き寄せられている。

H₂S 分子は折れ線形をしており、二つの S-H 結合の極性が打ち消されないため、H₂S は極性分子である。

ウ 電気陰性度が Cl>C のため、CCl₄ 分子中の C-Cl 結合は、

組成式

イオンからなる物質では、構成するイオンの種類とその数を最も簡単な整数比で示した化学式。共有結合の結晶や金属結晶では、構成する原子の種類とその数を最も簡単な整数比で示した化学式。

電気陰性度

原子が共有電子対を引きつける強さを数値で表したもの。電気陰性度の大きい原子ほど共有電子対を強く引きつける。おもな非金属元素の電気陰性度の大きさは、次の順である。



結合の極性

異なる原子間の共有電子対が電気陰性度の大きい原子の方に引き寄せられるため、結合している原子間に電荷の偏りがあること。

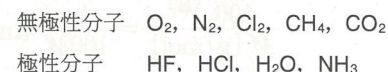
無極性分子

原子間の結合に極性がない、あるいは、原子間の結合には極性があるが、分子内でその極性が互いに打ち消しあって、分子全体では極性をもたない分子。

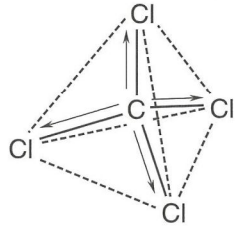
極性分子

原子間の結合に極性があり、分子内でその極性が打ち消されず、分子全体として極性をもつ分子。

無極性分子と極性分子の例

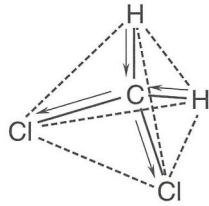


次のように極性をもつ。



CCl_4 分子は正四面体形をしており、四つの $\text{C}-\text{Cl}$ 結合の極性が打ち消されるので、 CCl_4 分子は無極性分子である。

エ 電気陰性度が $\text{Cl} > \text{C} > \text{H}$ のため、 $\text{C}-\text{Cl}$ 結合と $\text{C}-\text{H}$ 結合は、次のように極性をもつ。



CH_2Cl_2 分子は四面体形をしており、二つの $\text{C}-\text{Cl}$ 結合と二つの $\text{C}-\text{H}$ 結合の極性が打ち消されないので、 CH_2Cl_2 分子は極性分子である。

よって、極性分子の組合せは、⑤(イとエ)である。

7 ... ⑤

第2問 物質の変化

問1 化学量

質量パーセントが銅 60 %、亜鉛 40 % である黄銅 1.0 kg に含まれる銅 Cu (原子量 64) の質量は、

$$1.0 \times 10^3 \text{ g} \times \frac{60}{100} = 6.0 \times 10^2 \text{ g}$$

銅原子の数は、

$$6.0 \times 10^{23} / \text{mol} \times \frac{6.0 \times 10^2 \text{ g}}{64 \text{ g/mol}} = 5.62 \times 10^{24} \approx 5.6 \times 10^{24}$$

8 ... ②

問2 溶液の濃度

溶液の質量 \rightarrow 溶質の質量 \rightarrow 溶質の物質量の順に式を組み立てていけばよい。

密度 d [g/cm^3] の水溶液 v [mL] ($=v$ [cm^3]) の質量は、

$$d [\text{g}/\text{cm}^3] \times v [\text{cm}^3] = dv [\text{g}]$$

質量パーセント濃度が x [%] なので、溶質である **A** の質量は、

$$dv [\text{g}] \times \frac{x}{100} = \frac{d vx}{100} [\text{g}]$$

モル質量が M [g/mol] なので、**A** の物質量は、

$$\frac{\frac{d vx}{100} [\text{g}]}{M [\text{g}/\text{mol}]} = \frac{d vx}{100M} [\text{mol}]$$

モル質量

物質 1 mol の質量。原子量・分子量・式量に g/mol の単位をつけた値になる。

$$\text{物質量} [\text{mol}] = \frac{\text{質量} [\text{g}]}{\text{モル質量} [\text{g}/\text{mol}]}$$

アボガドロ定数

1 mol あたりの粒子の数をアボガドロ定数といい、 $6.0 \times 10^{23} / \text{mol}$ である。

$$\text{物質量} [\text{mol}] = \frac{\text{粒子の数}}{6.0 \times 10^{23} / \text{mol}}$$

溶液の密度

溶液の単位体積あたりの質量。

溶液の密度 [g/cm^3]

$$= \frac{\text{溶液の質量} [\text{g}]}{\text{溶液の体積} [\text{cm}^3]}$$

質量パーセント濃度

溶液の質量に対する溶質の質量の割合をパーセントで表した濃度。

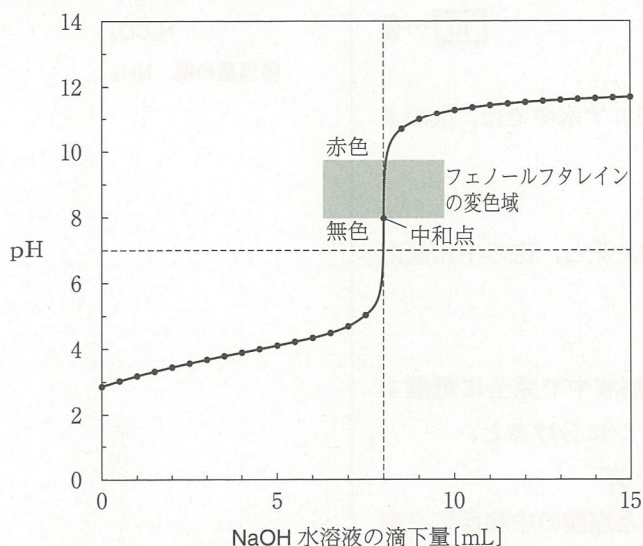
質量パーセント濃度 [%]

$$= \frac{\text{溶質の質量} [\text{g}]}{\text{溶液の質量} [\text{g}]} \times 100$$

9 ... ①

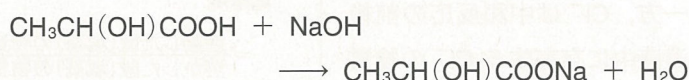
問3 中和滴定

① 正しい。中和滴定での中和点は、滴定曲線において急激に pH が変化している範囲の中央付近にあり、この急激な pH 変化の範囲内に変色域をもつ指示薬を用いると、中和点を知ることができる。図1の滴定曲線より、中和点の水溶液は pH 8 程度の塩基性なので、塩基性側に変色域をもつフェノールフタレインを指示薬として用いることができる。



② 正しい。中和点では塩の水溶液になるので、図1より、乳酸 $\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{COOH}$ と水酸化ナトリウム NaOH の中和反応で得られる塩の水溶液は塩基性を示す。

なお、乳酸と水酸化ナトリウムの中和反応は、次の化学反応式で表される。



③ 正しい。乳酸菌飲料(原液)の乳酸のモル濃度を c [mol/L] とすると、10 倍に希釈した水溶液 A の乳酸のモル濃度は $\frac{c}{10}$ [mol/L] と表される。乳酸は1価の酸、水酸化ナトリウムは1価の塩基であり、図1より、中和点までに加えた水酸化ナトリウム水溶液は 8.0 mL なので、中和点では次式が成り立つ。

$$1 \times \frac{c}{10} \text{ [mol/L]} \times \frac{10}{1000} \text{ L} = 1 \times 0.020 \text{ mol/L} \times \frac{8.0}{1000} \text{ L}$$

$$c = 0.16 \text{ mol/L}$$

④ 誤り。水溶液 A の乳酸のモル濃度は $\frac{0.16}{10} \text{ mol/L} = 1.6 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$ である。仮に乳酸が強酸であるとすると、水溶液 A の水素イオン濃度は、 $[\text{H}^+] = 1.6 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$ であり、

$$1 \times 10^{-1} \text{ mol/L} > [\text{H}^+] > 1 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$

より、pH は、

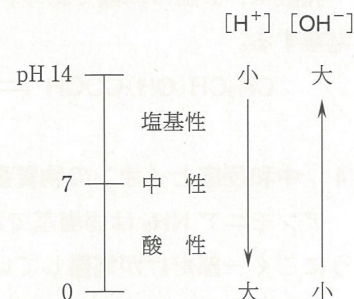
$$1 < \text{pH} < 2$$

になるが、図1より、水溶液 A の pH は 3 に近く、 $[\text{H}^+]$ は $1 \times$

中和点

中和点で、酸と塩基が過不足なく反応して中和反応が完了する。

水溶液の pH



指示薬

フェノールフタレイン

変色域：(無色) $8.0 < \text{pH} < 9.8$ (赤色)

メチルオレンジ

変色域：(赤色) $3.1 < \text{pH} < 4.4$ (黄色)

モル濃度

溶液 1 L あたりに溶けている溶質の物質質量 [mol] で表した濃度。

$$\text{モル濃度 [mol/L]} = \frac{\text{溶質の物質質量 [mol]}}{\text{溶液の体積 [L]}}$$

希釈

溶液に溶媒を加えて、濃度を小さくすることを希釈という。溶液を n 倍に希釈(体積を n 倍)すると、モル濃度は $\frac{1}{n}$ 倍になる。

中和反応の量的関係

酸から生じる H^+ の物質質量

= 塩基から生じる OH^- の物質質量

(塩基が受け取る H^+ の物質質量)

したがって、

酸の価数 \times 酸の物質質量

= 塩基の価数 \times 塩基の物質質量

水素イオン濃度と pH

水素イオン濃度が

$[\text{H}^+] = 1.0 \times 10^{-n} \text{ [mol/L]}$ のとき、

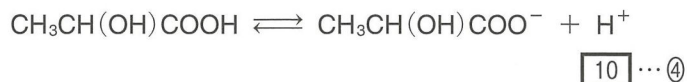
$\text{pH} = n$

10^{-3} mol/L に近いことから、乳酸は完全には電離せず、その一部のみが電離していることがわかる。よって、乳酸は弱酸である。

また、強塩基である NaOH との塩の水溶液が塩基性を示すことから、乳酸は弱酸であると判断できる。

[参考]

乳酸は、1 価の弱酸であり、水溶液中で次のようにその一部が電離する。



問 4 中和反応とイオンの物質量

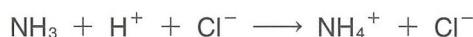
アンモニア NH_3 は弱塩基であり、アンモニア水中では、次のようにごく一部だけが電離している。



アンモニア水に塩酸(HClの水溶液)を加えると、次の中和反応が起こる。



強酸である HCl と塩である NH_4Cl は水溶液中で完全に電離するので、HCl と NH_4Cl を陽イオンと陰イオンに分けると、



両辺の Cl^- を消去すると、アンモニア水と塩酸の中和反応を表す次のイオン反応式が導かれる。



アンモニア水における NH_3 の電離度は 1 よりきわめて小さく、 NH_4^+ の物質量は非常に小さいが、アンモニア水に塩酸を加えると、(1)式の反応により、中和点に達するまでは NH_3 の物質量が減少し、 NH_4^+ の物質量が増加する。一方、 Cl^- は中和反応の前後で化学的に変化しないので、混合水溶液中に存在する Cl^- の物質量は、加えた HCl の物質量に等しい。

用いたアンモニアの物質量は、

$$0.10 \text{ mol/L} \times \frac{10}{1000} \text{ L} = 1.0 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

0.10 mol/L の塩酸 v [mL] に含まれる HCl の物質量は、

$$0.10 \text{ mol/L} \times \frac{v}{1000} [\text{L}] = v \times 10^{-4} [\text{mol}]$$

と表され、滴下量が $v=10$ mL で中和点に達するので、混合水溶液中の NH_4^+ と Cl^- の物質量は次のように変化する。

酸・塩基の強弱

強酸・強塩基 水溶液中ではほぼ完全に

電離する酸・塩基(電離度 ≈ 1)

強酸の例 HCl, HNO_3 , H_2SO_4

強塩基の例 NaOH, KOH, $\text{Ca}(\text{OH})_2$,
 $\text{Ba}(\text{OH})_2$

弱酸・弱塩基 水溶液中で一部のみが

電離する酸・塩基(電離度 < 1)

弱酸の例 CH_3COOH , $(\text{COOH})_2$,
 H_2CO_3

弱塩基の例 NH_3

電離度

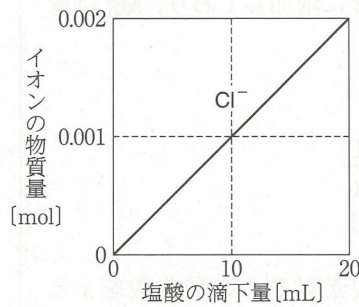
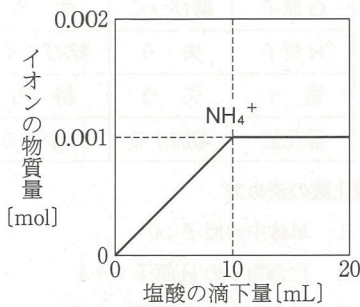
溶けている酸(塩基)に対する電離している酸(塩基)の割合。

電離度

$$= \frac{\text{電離した酸(塩基)の物質量} [\text{mol}]}{\text{溶かした酸(塩基)の物質量} [\text{mol}]}$$

塩酸の滴下量 v [mL]	物質質量 [mol]	
	NH_4^+	Cl^-
0	非常に小さい	0
5	0.5×10^{-3}	0.5×10^{-3}
10	1.0×10^{-3}	1.0×10^{-3}
15	1.0×10^{-3}	1.5×10^{-3}
20	1.0×10^{-3}	2.0×10^{-3}

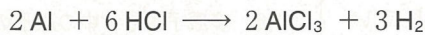
よって、混合水溶液中の NH_4^+ と Cl^- の物質質量の変化を表すグラフは、それぞれ次のようになる。



11 … ②, 12 … ①

問5 化学反応と量的関係

アルミニウム Al と塩酸 (HCl の水溶液) が反応すると、水素 H_2 が発生し、このとき塩化アルミニウム AlCl_3 が生じる。



1.35 g の Al (原子量 27) の物質質量は、

$$\frac{1.35\text{ g}}{27\text{ g/mol}} = 0.050\text{ mol}$$

0.500 mol/L の塩酸 500 mL に含まれる HCl の物質質量は、

$$0.500\text{ mol/L} \times \frac{500}{1000}\text{ L} = 0.25\text{ mol}$$

Al と HCl は、2 : 6 = 1 : 3 の物質質量比で反応するので、Al がすべて反応する。なお、HCl は一部が未反応で、水溶液中に残る。反応した Al と発生した H_2 の物質質量の比は 2 : 3 なので、発生した H_2 の物質質量は、

$$0.050\text{ mol} \times \frac{3}{2} = 0.075\text{ mol}$$

0°C, 1.013×10^5 Pa (標準状態) での体積は、

$$22.4\text{ L/mol} \times 0.075\text{ mol} = 1.68\text{ L}$$

なお、反応前後の各物質の物質質量は、次のようになる。

化学反応式と量的関係

(反応式中の係数比)

= (反応により変化する物質の物質質量比)

モル体積

物質 1 mol の体積をモル体積という。

0°C, 1.013×10^5 Pa (標準状態) の気体の

モル体積は 22.4 L/mol である。

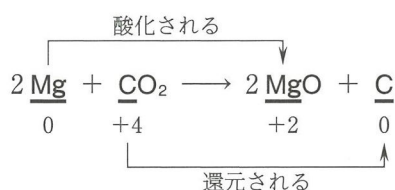
	$2 \text{Al} + 6 \text{HCl} \longrightarrow 2 \text{AlCl}_3 + 3 \text{H}_2$		
反応前	0.050	0.25	0
変化量	-0.050	-0.15	+0.050
反応後	0	0.10	0.075

[単位：mol]

13 … ③

問6 酸化還元反応

① 正しい。単体中のマグネシウム原子 **Mg** の酸化数は 0、酸化マグネシウム **MgO** 中の **Mg** の酸化数は +2 である。よって、反応アでは、**Mg** の酸化数は 0 から +2 に増加しており、**Mg** は電子を失っている。



② 正しい。一酸化炭素 **CO** 中の炭素原子 **C** の酸化数を x とすると、

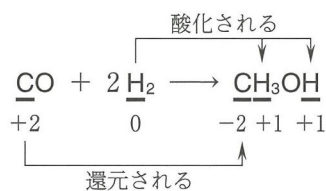
$$x + (-2) = 0 \quad x = +2$$

メタノール **CH₃OH** 中の **C** の酸化数を y とすると、

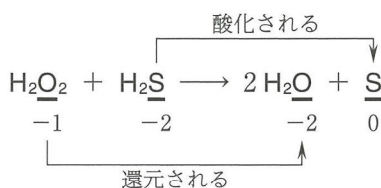
$$y + (+1) \times 4 + (-2) = 0 \quad y = -2$$

反応イでは、炭素原子の酸化数は +2 から -2 に減少している。

③ 正しい。水素分子 **H₂** 中の水素原子 **H** の酸化数は 0、メタノール **CH₃OH** 中の **H** の酸化数は +1 である。よって、反応イでは、**H** の酸化数は 0 から +1 に増加しており、水素は酸化されている。



④ 誤り。反応ウでは、酸素原子 **O** の酸化数は -1 から -2 に減少しており、過酸化水素 **H₂O₂** は酸化剤としてはたらいっている。



14 … ④

酸化と還元

	酸化	還元
○ 原子	結びつく	失う
H 原子	失う	結びつく
電子	失う	得る
酸化数	増加する	減少する

酸化数の決め方

- 1 単体中の原子：0
- 2 化合物中の H 原子：+1
- 3 化合物中の O 原子：-2
(ただし、H₂O₂ 中では -1)
- 4 化合物中の原子の酸化数の総和：0
- 5 単原子イオン：イオンの価数に符号をつけた値
- 6 多原子イオン中の原子の酸化数の総和：イオンの価数に符号をつけた値

酸化剤・還元剤

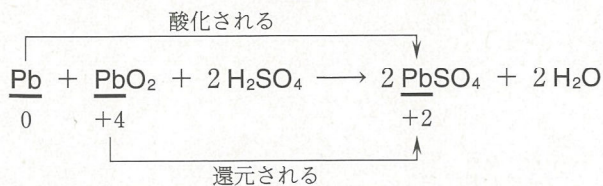
酸化剤 相手を酸化する物質。自身は還元される。酸化数が減少する原子を含む。

還元剤 相手を還元する物質。自身は酸化される。酸化数が増加する原子を含む。

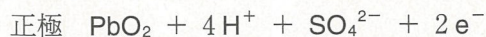
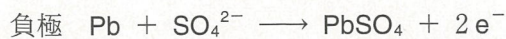
問7 鉛蓄電池

酸化還元反応によって、化学エネルギーを電気エネルギーに変換して取り出す装置を、電池(化学電池)という。電池において、酸化反応が起こり、電子が導線に流れ出す電極を負極、導線から電子が流れ込んで還元反応が起こる電極を正極という。

鉛蓄電池の負極の鉛 Pb の酸化数は 0、正極の酸化鉛(IV) PbO₂ の Pb の酸化数は +4、各電極に生じる硫酸鉛(II) PbSO₄ の Pb の酸化数は +2 である。したがって、負極では Pb がア酸化されており、正極では PbO₂ がイ還元されている。

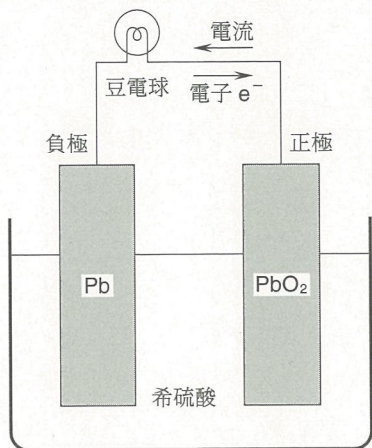


なお、各電極では、次の反応が起こっている。



電流は、外部回路を正極から負極に流れるので、図2中での電流の向きはウbである。

なお、電子は、外部回路を負極から正極に流れており、電流の向きとは逆である。



15 ... ②

電池

酸化還元反応によって、化学エネルギーを電気エネルギーに変換して取り出す装置。

負極 酸化反応が起こり、電子が導線に流れ出す。

正極 導線から電子が流れ込み、還元反応が起こる。

電子は、外部回路を負極から正極に移動する。また、電流は、外部回路を正極から負極に流れる。