

# Gabarito: Forças Intermoleculares

Daniel Sahadi, Renan Romariz, e Gabriel Braun

Colégio e Curso Pensí, Coordenação de Química



## Problemas

### PROBLEMA 1. D

1G01

$\text{NH}_2\text{OH}$  : Ligações de hidrogênio (hidrogênio ligado a nitrogênio e oxigênio).  $\text{CBr}_4$  : Ligações de London (molécula apolar).  $\text{H}_2\text{SeO}_4$  : Ligações de hidrogênio (hidrogênio ligado a oxigênio).  $\text{SO}_2$  : Dipolo-dipolo (molécula polar).

### PROBLEMA 2. A

1G02

$\text{H}_2\text{S}$  : Dipolo-dipolo (molécula polar).  $\text{SiH}_4$  : Ligações de London (molécula apolar).  $\text{N}_2\text{H}_4$  : Ligações de hidrogênio (hidrogênio ligado a nitrogênio).  $\text{CH}_3\text{F}$  : Dipolo-dipolo (molécula polar).

### PROBLEMA 3. D

1G03

1.  $\text{CH}_3\text{Cl}_3$  : molécula polar.
2.  $\text{CH}_2\text{Cl}_2$  : molécula polar.
3.  $\text{CHCl}_3$  : molécula polar.
4.  $\text{CCl}_4$  : molécula apolar.

### PROBLEMA 4. C

1G04

1.  $\text{O}_2$  : molécula apolar.
2.  $\text{O}_3$  : molécula polar.
3.  $\text{CO}_2$  : molécula apolar.
4.  $\text{SO}_2$  : molécula polar.

### PROBLEMA 5. B

1G05

1.  $\text{HCl}$  : Dipolo-dipolo.  $\text{NaCl}$  : Ligação iônica.  $T_{\text{eb}}(\text{HCl}) < T_{\text{eb}}(\text{NaCl})$
2.  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OC}_2\text{H}_5$  : Ligações de London.  $\text{C}_4\text{H}_9\text{OH}$  : Ligações de hidrogênio.  $T_{\text{eb}}(\text{C}_2\text{H}_5\text{OC}_2\text{H}_5) < T_{\text{eb}}(\text{C}_4\text{H}_9\text{OH})$
3.  $\text{CHI}_3$  : Dipolo-dipolo,  $M_{\text{CHI}_3} = 394 \text{ g mol}^{-1}$ .  $\text{CHF}_3$  : Dipolo-dipolo,  $M_{\text{CHF}_3} = 70 \text{ g mol}^{-1}$ .  $T_{\text{eb}}(\text{CHI}_3) > T_{\text{eb}}(\text{CHF}_3)$
4.  $\text{C}_2\text{H}_4$  : Ligações de London.  $\text{CH}_3\text{OH}$  : Ligações de hidrogênio.  $T_{\text{eb}}(\text{C}_2\text{H}_4) < T_{\text{eb}}(\text{CH}_3\text{OH})$

### PROBLEMA 6. C

1G06

1.  $\text{H}_2\text{S}$  : Dipolo-dipolo,  $M_{\text{H}_2\text{S}} = 34 \text{ g mol}^{-1}$ .  $\text{H}_2\text{Se}$  : Dipolo-dipolo,  $M_{\text{H}_2\text{Se}} = 81 \text{ g mol}^{-1}$ .  $T_{\text{eb}}(\text{H}_2\text{S}) < T_{\text{eb}}(\text{H}_2\text{Se})$
2.  $\text{NaCl}$  : Ligação iônica.  $\text{CHCl}_3$  : Dipolo-dipolo.  $T_{\text{eb}}(\text{NaCl}) > T_{\text{eb}}(\text{CHCl}_3)$
3.  $\text{NH}_3$  : Ligações de hidrogênio.  $\text{PH}_3$  : Dipolo-dipolo.  $T_{\text{eb}}(\text{NH}_3) > T_{\text{eb}}(\text{PH}_3)$
4.  $\text{SiH}_4$  : Ligações de London,  $M_{\text{SiH}_4} = 32 \text{ g mol}^{-1}$ .  $\text{SiF}_4$  : Ligações de London,  $M_{\text{SiF}_4} = 104 \text{ g mol}^{-1}$ .  $T_{\text{eb}}(\text{SiH}_4) < T_{\text{eb}}(\text{SiF}_4)$

### PROBLEMA 7. D

1G07

1.  $\text{PBr}_3$  : Dipolo-dipolo,  $M_{\text{PBr}_3} = 271 \text{ g mol}^{-1}$ .  $\text{PF}_3$  : Dipolo-dipolo,  $M_{\text{PF}_3} = 88 \text{ g mol}^{-1}$ .  $T_{\text{eb}}(\text{PBr}_3) > T_{\text{eb}}(\text{PF}_3)$
2.  $\text{SO}_2$  : Dipolo-dipolo,  $M_{\text{SO}_2} = 64 \text{ g mol}^{-1}$ .  $\text{O}_3$  : Dipolo-dipolo,  $M_{\text{O}_3} = 48 \text{ g mol}^{-1}$ .  $T_{\text{eb}}(\text{SO}_2) > T_{\text{eb}}(\text{O}_3)$
3.  $\text{BF}_3$  : Ligações de London,  $M_{\text{BF}_3} = 68 \text{ g mol}^{-1}$ .  $\text{BCl}_3$  : Ligações de London,  $M_{\text{BCl}_3} = 117,5 \text{ g mol}^{-1}$ .  $T_{\text{eb}}(\text{BF}_3) < T_{\text{eb}}(\text{BCl}_3)$
4.  $\text{AsF}_3$  : Dipolo-dipolo.  $\text{AsF}_5$  : Ligações de London.  $T_{\text{eb}}(\text{AsF}_3) > T_{\text{eb}}(\text{AsF}_5)$

### PROBLEMA 8. D

1G08

1.  $\text{BF}_3$  : Ligações de London.  $\text{ClF}_3$  : Dipolo-dipolo.  $T_{\text{eb}}(\text{BF}_3) < T_{\text{eb}}(\text{ClF}_3)$
2.  $\text{SF}_4$  : Dipolo-dipolo.  $\text{CF}_4$  : Ligações de London.  $T_{\text{eb}}(\text{SF}_4) > T_{\text{eb}}(\text{CF}_4)$
3.  $\text{cis-CHCl=CHCl}$  : Dipolo-dipolo.  $\text{trans-CHCl=CHCl}$  : Ligações de London.  $T_{\text{eb}}(\text{cis-CHCl=CHCl}) > T_{\text{eb}}(\text{trans-CHCl=CHCl})$
4.  $\text{NO}_2$  : Dipolo-dipolo,  $M_{\text{NO}_2} = 46 \text{ g mol}^{-1}$ .  $\text{N}_2\text{O}$  : Dipolo-dipolo,  $M_{\text{N}_2\text{O}} = 44 \text{ g mol}^{-1}$ .  $T_{\text{eb}}(\text{NO}_2) > T_{\text{eb}}(\text{N}_2\text{O})$

### PROBLEMA 9. A

1G09

- $\text{Br}_2$  : Ligações de London,  $M_{\text{Br}_2} = 160 \text{ g mol}^{-1}$ .
  - $\text{Hg}$  : Ligação metálica.
  - $\text{CO}_2$  : Ligações de London,  $M_{\text{CO}_2} = 44 \text{ g mol}^{-1}$ .
- $T_{\text{eb}}(\text{CO}_2) < T_{\text{eb}}(\text{Br}_2) < T_{\text{eb}}(\text{Hg})$

### PROBLEMA 10. E

1G10

- 2-metilpentano : Ligações de London,  $M = 86 \text{ g mol}^{-1}$ . Maior área superficial de contato entre os compostos com massa molar  $M = 86 \text{ g mol}^{-1}$ .
- 3-metilpentano : Ligações de London,  $M = 86 \text{ g mol}^{-1}$ . Menor área superficial de contato entre os compostos com massa molar  $M = 86 \text{ g mol}^{-1}$ .
- 2,2-dimetilpentano : Ligações de London,  $M = 100 \text{ g mol}^{-1}$ . Maior área superficial de contato entre os compostos com massa molar  $M = 100 \text{ g mol}^{-1}$ .
- 2,3-dimetilpentano : Ligações de London,  $M = 100 \text{ g mol}^{-1}$ . Menor área superficial de contato entre os compostos com massa molar  $M = 100 \text{ g mol}^{-1}$ .

$T_{\text{eb}}(\text{2,2-dimetilpentano}) > T_{\text{eb}}(\text{2,3-dimetilpentano}) > T_{\text{eb}}(\text{2-metilpentano}) > T_{\text{eb}}(\text{3-metilpentano})$

**PROBLEMA 11. B**

1G11

1.  $\text{PH}_3$  : hidrogênio ligado ao fósforo.
2.  $\text{HBr}$  : hidrogênio ligado ao bromo.
3.  $\text{C}_2\text{H}_4$  : hidrogênio ligado ao carbono.
4.  $\text{HNO}_2$  : hidrogênio ligado ao oxigênio.

**PROBLEMA 12. C**

1G12

1.  $\text{CH}_3\text{—O—CH}_3$  : hidrogênio ligado ao carbono.
2.  $\text{CH}_3\text{—COOH}$  : hidrogênio ligado ao oxigênio.
3.  $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—OH}$  : hidrogênio ligado ao oxigênio.
4.  $\text{CH}_3\text{—CHO}$  : hidrogênio ligado ao carbono.

**PROBLEMA 13. D**

1G13

1. O ponto de ebulição de uma substância está associado a quebra de suas ligações intermoleculares. Logo, quanto mais fortes forem essas ligações, mais energia será necessária para quebrá-las e portanto, maior será o ponto de ebulição.
2. A viscosidade é a propriedade física que caracteriza a resistência de um fluido ao escoamento, ou seja, quanto mais fortes forem as ligações intermoleculares, maior será a resistência e portanto, maior será a viscosidade.
3. A tensão superficial é um efeito físico que ocorre na interface entre duas fases químicas que faz com que a camada superficial de um líquido se comporte como uma membrana elástica de forma que quanto mais fortes forem as ligações intermoleculares, maior será a “constante elástica” dessa membrana e portanto, maior será a tensão superficial.
4. A pressão de vapor está associada a tendência de evaporação de um líquido, ou seja, está associada a energia necessária para romper as ligações intermoleculares deste de forma que quanto mais fortes forem essas ligações, maior a energia necessária para rompê-las e portanto, menor será a pressão de vapor.

**PROBLEMA 14. D**

1G14

1. O ponto de ebulição de uma substância está associado a quebra de suas ligações intermoleculares. Logo, quanto mais fortes forem essas ligações, mais energia será necessária para quebrá-las e portanto, maior será o ponto de ebulição.
2. A viscosidade é a propriedade física que caracteriza a resistência de um fluido ao escoamento, ou seja, quanto mais fortes forem as ligações intermoleculares, maior será a resistência e portanto, maior será a viscosidade.
3. A tensão superficial é um efeito físico que ocorre na interface entre duas fases químicas que faz com que a camada superficial de um líquido se comporte como uma membrana elástica de forma que quanto mais fortes forem as ligações intermoleculares, maior será a “constante elástica” dessa membrana e portanto, maior será a tensão superficial.
4. A pressão de vapor está associada a tendência de evaporação de um líquido, ou seja, está associada a energia necessária para romper as ligações intermoleculares deste de forma que quanto mais fortes forem essas ligações, maior a energia necessária para rompê-las e portanto, menor será a pressão de vapor.

**PROBLEMA 15. B**

1G15

$\text{CH}_4$  : Ligações de London,  $M_{\text{CH}_4} = 16 \text{ g mol}^{-1}$ .  $\text{CCl}_4$  : Ligações de London,  $M_{\text{CCl}_4} = 154 \text{ g mol}^{-1}$ .  $\text{CBr}_4$  : Ligações de London,  $M_{\text{CBr}_4} = 332 \text{ g mol}^{-1}$ .  $P_{\text{vap}}(\text{CBr}_4) < P_{\text{vap}}(\text{CCl}_4) < P_{\text{vap}}(\text{CH}_4)$

**PROBLEMA 16. A**

1G16

Primeiro analisamos as forças intermoleculares:  $\text{CH}_3\text{CHO} \rightarrow$  dipolo-dipolo  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} \rightarrow$  ligação de hidrogênio  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3 \rightarrow$  dipolo-induzido Quanto mais intensa a força, menor a pressão de vapor.

$$F_{\text{etanol}} > F_{\text{acetaldeído}} > F_{\text{propano}}$$

$$P_{\text{etanol}} < P_{\text{acetaldeído}} < P_{\text{propano}}$$

**PROBLEMA 17. C**

1G17

1.  $\text{KCl}$  : Molécula iônica.
2.  $\text{CCl}_4$  : Molécula apolar.
3.  $\text{CH}_3\text{COOH}$  : Molécula polar.
4.  $\text{C}_6\text{H}_{12}$  : Molécula apolar.

**PROBLEMA 18. C**

1G18

1.  $\text{NH}_3$  : Molécula polar.
2.  $\text{HNO}_3$  : Molécula polar.
3.  $\text{N}_2$  : Molécula apolar.
4.  $\text{Br}_2$  : Molécula apolar.

**PROBLEMA 19. C**

1G19

1.  $-\text{NH}_2$  : Grupo polar.
2.  $-\text{CH}_3$  : Grupo apolar.
3.  $-\text{Br}$  : Grupo apolar.
4.  $-\text{COOH}$  : Grupo polar.

**PROBLEMA 20. C**

1G20

1.  $-\text{OH}$  : Grupo polar.
2.  $-\text{CH}_2\text{CH}_3$  : Grupo apolar.
3.  $-\text{CONH}_2$  : Grupo polar.
4.  $-\text{Cl}$  : Grupo apolar.

**PROBLEMA 21. C**

1G21

$\text{C}_6\text{H}_5\text{SH}$  : Dipolo-dipolo.  $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$  : Ligações de hidrogênio.  $\text{C}_6\text{H}_6$  : Ligações de London.  $\eta(\text{C}_6\text{H}_6) < \eta(\text{C}_6\text{H}_5\text{SH}) < \eta(\text{C}_6\text{H}_5\text{OH})$

**PROBLEMA 22. C**

1G22

$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$  : Ligações de hidrogênio (1 por molécula),  $M_{\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}} = 46 \text{ g mol}^{-1}$ .  $\text{CH}_2\text{OHCHOHCH}_2\text{OH}$  : Ligações de hidrogênio (3 por molécula).  $\text{CH}_2\text{OHCH}_2\text{OH}$  : Ligações de hidrogênio (2 por molécula).  $\text{H}_2\text{O}$  : Ligações de hidrogênio (2 por molécula),  $M_{\text{H}_2\text{O}} = 18 \text{ g mol}^{-1}$ .  $\eta(\text{H}_2\text{O}) < \eta(\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}) < \eta(\text{CH}_2\text{OHCH}_2\text{OH}) < \eta(\text{CH}_2\text{OHCHOHCH}_2\text{OH})$