

TUTORAT UE 3 2014-2015 – Biophysique

COORECTION Séance n°8 – Semaine du 10/11/2014

Etats de la matière II – Propriétés colligatives des solutions Pr. WISNIEWSKI.

QCM n°1 : F

- A. Faux. Les liaisons hydrogène font partie des forces de faible intensité. Même si leur énergie de liaison est beaucoup plus intense, les liaisons hydrogène font toujours partie de cette famille.
- B. Faux. Ce sont les 3 principaux états de la matière. Il existe d'autres états intermédiaires ou spécifiques (état supercritique, état plasma, etc...)
- C. Faux. L'état liquide d'un corps quelconque est incompressible, tout comme son état solide. Par contre, l'état gazeux est compressible car son volume peut varier, plus ou moins fortement, en fonction des conditions du milieu dans lequel est le corps.
- D. Faux. Dans le diagramme de phase d'un corps pur, le point critique représente le dernier point pour lequel on est capable de différencier l'état liquide de l'état gazeux (à température et pression données). Le point triple, lui, représente le point pour lequel les 3 phases du corps pur coexistent, à pression et température données. Il est unique dans le diagramme de phase.
- E. Faux. L'évaporation se fait de façon spontanée par consommation d'énergie. C'est donc une réaction endothermique.
- F. **Vrai.**

QCM n°2 : C, E

- A. Faux. Si la quantité de chaleur apportée (200 kcal) est suffisante celle-ci va permettre d'apporter de la chaleur au bloc pour faire varier sa température de -15°C à 0°C (Q_1), puis ensuite de faire fondre le bloc (Q_2), puis ensuite de faire varier la température de l'eau liquide de 0°C à la température finale recherchée.

Chaleur apportée = 200 kcal = 836 000 J.

Or, $Q_1 = mc\Delta T = 1,5 \times 2060 \times 15 = 46\,350$ J.

Et $Q_2 = mL_{\text{fusion}} = 1,5 \times 80 \cdot 10^3 \times 4.18 = 501\,600$ J.

Le bloc de glace va fondre car $836\,000 \text{ J} > Q_1 + Q_2 = 46\,350 + 501\,600 \text{ J}$ et il restera $836\,000 \text{ J} - Q_1 - Q_2 = 288\,050 \text{ J}$ pour élever la température de l'eau à l'état liquide.

$Q_3 = mc\Delta T = 1,5 \times 4185 \times (T_f - 0)$

Au final, on a $288\,050 = 1,5 \times 4185 \times T_f$, soit $T_f = \frac{288050}{1,5 \times 4185} = 45,89^{\circ}\text{C}$, donc environ 46°C .

Avec les autres échelles, nous obtenons : $T_f (\text{K}) = 46 + 273 = 319 \text{ K}$

$T_f (^{\circ}\text{F}) = 46 \times 1.8 + 32 = 114.8^{\circ}\text{F}$, donc environ 115°F .

- B. Faux.
- C. **Vrai.**
- D. Faux.
- E. **Vrai.**

QCM n°3 : B, E

- A. Faux. La conduction concerne principalement les solides, alors que la convection concerne exclusivement les liquides et les gaz.
- B. **Vrai.**
- C. Faux. Indépendant des phénomènes thermiques.
- D. Faux. Le rayonnement thermique concerne des longueurs d'ondes comprises entre 0,1 mm et 10 nm (de l'IR à l'UV). Les longueurs d'ondes comprises entre 100m et 0,01m sont pour le rayonnement diélectrique. .
- E. **Vrai.** C'est également un émetteur parfait.

QCM n°4 : A, D

- A. **Vrai.** $\Phi = \frac{\sigma \times S \times \Delta\theta}{L}$ avec $\frac{\sigma \times S}{L} = \frac{600 \times 3 \times 10^{-4}}{18 \times 10^{-2}} = 1 \text{ SI}$
 $\theta_A = 19 + 273 = 292 \text{ K}$ $\theta_B = 300 \text{ K}$ $\Delta\theta = 300 - 292 = 8 \text{ K}$
 $\Phi = 1 \times 8 = 8 \text{ W}$
- B. Faux. $\theta_B = 27^\circ\text{C} = 300 \text{ K} \rightarrow \Phi = 8 \text{ W}$. Si $L' = 2L$ alors $\Phi' = \frac{\Phi}{2} = 4 \text{ W}$
- C. Faux. $\Phi = \frac{\sigma \times S}{L} \times \Delta\theta = 1 \times (30 - 19) = 11 \text{ W}$.
De plus, $\phi = \frac{\Delta E}{\Delta t}$, alors $\Delta E = \Phi \times \Delta t = 11 \times 60 = 660 \text{ J}$
- D. **Vrai.** Analyse dimensionnelle : $\sigma = \frac{\phi \times L}{S \times \Delta\theta} = \frac{W \times m}{m^2 \times K} = W \cdot m^{-1} \cdot K^{-1}$
- E. Faux. Il y a des mouvements microscopiques (chocs entre particules) mais pas de mouvement macroscopique.

QCM n°5 : F

- A. Faux. $104^\circ\text{F} = 40^\circ\text{C}$ (Cf cours). De plus, Indice de réfraction $n=1 \rightarrow c=3.10^8 \text{ m.s}^{-1}$.
 $f = \frac{c}{\lambda_m} = \frac{c}{K_2/T} = \frac{3.10^8}{3.10^{-3}/(40+273)} = 3,13.10^{13} \text{ Hz}$
- B. Faux. $\rightarrow f = 3,13.10^{13} \text{ Hz} \rightarrow \lambda = \frac{c}{f} = \frac{3.10^8}{3,13.10^{13}} = 9,58.10^{-6} \text{ m} = 9,58 \mu\text{m}$ – Donc le rayonnement se situe dans l'IR.
- C. Faux. $P_{\text{nette}} = K \times S \times (T^4 - T_0^4) = 5,67.10^{-8} \times 8 \times 10^{-4} \times ((40+273)^4 - (25+273)^4) = 77,6.10^{-3} \text{ W}$.
- D. Faux. $\Delta E = P \times \Delta t = 77,6.10^{-3} \times 10 \times 60 = 46,6 \text{ J}$.
- E. Faux. $\lambda_m = \frac{K_2}{T}$, ainsi si la température augmente, la longueur d'onde diminuera.

QCM n°6 : B

- A. Faux. On fait les calculs suivants : $Q_{\text{perspiration}}$ (tout s'évapore) = $m_{\text{eau}} \cdot L_{\text{vaporisation}} = 800.555 = 444 \text{ Kcal}$.
 Q_{sueur} (s'évapore à 50%) : $0.413.0.5 = 206,5 \text{ mL}$ d'eau qui seront vaporisés. Donc $Q_{\text{sueur}} = m_{\text{eau}} \cdot L_{\text{vaporisation}} = 206,6.555 = 114,607 \text{ Kcal}$.
 $Q_{\text{alvéoles}}$ (tout s'évapore) = $m_{\text{eau}} \cdot L_{\text{vaporisation}} = 511,2.555 = 283,716 \text{ Kcal}$.
Donc, $Q_{\text{totale}} = Q_{\text{perspiration}} + Q_{\text{sueur}} + Q_{\text{alvéoles}} = 444 + 114,607 + 283,716 = 842,3 \text{ Kcal}$
- B. **Vrai.** Cf A
- C. Faux. Cf A
- D. Faux. Car l'air est plus saturé en eau en Martinique. L'évaporation est donc plus difficile
- E. Faux. C'est l'évaporation de cette sueur qui va être responsable de l'élimination de chaleur.

QCM n°7 : B, C, E

A. Faux. $P_G + P_{Hg} = P_{atm}$

Donc $P_{gaz} = P_{atm} - P_{Hgsur19cm}$.

$$P_{gaz} = 1.10^5 - \rho_{Hg} \cdot g \cdot h_{19cm} = 1.10^5 - 13600 \times 9.81 \times 0.19 = 0.75.10^5 Pa = 0.75 atm$$

Remarque : On peut aller plus vite en convertissant la hauteur de mercure (19 cm) en atmosphère (car on sait que 1 atm = 76 cm de Hg).

B. **Vrai.**

C. **Vrai.**

$$P_{atm} + P_X = P_{atm} + P_{Hgsur15cm}$$

$$P_X = P_{Hgsur15cm}$$

$$\rho_X \cdot g \cdot h_X = \rho_{Hg} \cdot g \cdot h_{Hg}$$

$$\rho_X = \frac{\rho_{Hg} \cdot g \cdot h_{Hg}}{\rho_X \cdot g} = \frac{13600 \times 9.81 \times 0.15}{9.81 \times 0.72} = 2833 kg/m^3$$

D. Faux. $d_x = \rho/\rho_{eau} = 2,8$. Sans unité !

E. **Vrai.**

$$P_{atm} + P_{eau} = P_{atm} + P_{Hg}$$

$$P_{eau} = P_{Hg}$$

$$\rho_{eau} \cdot g \cdot h_{eau} = \rho_{Hg} \cdot g \cdot h_{Hg}$$

$$h_{Hg} = \frac{\rho_{eau} \cdot h_{eau}}{\rho_{Hg}} = \frac{1000 \times 0.72}{13600} = 5.3 cm$$

QCM n°8 : A, B, C, E

A. **Vrai.** $V = (4/3) \cdot \pi \cdot r^3 = 2,14 \cdot 10^{-3} m^3 = 2,14 dm^3$

B. **Vrai.** $\rho = 2,8/V = 1306 kg \cdot m^{-3}$ $d = 1,3$

C. **Vrai.** $P_{app} = P - A = V \cdot g(\rho_b - \rho_e) = V \times 9.81 \times 306 = 6,44 N$

D. Faux. $P_{app} \neq 0$ donc la balle est mobile.

E. **Vrai.** Cf cours.

QCM n°9 : A, B, D

A. **Vrai.**



$$C_{NaCl} = C_{Na^+} = C_{Cl^-} = \frac{m}{M \times V} = \frac{30}{(23+35,5) \times 3} = 0,1709 mol \cdot L^{-1}$$

B. **Vrai.** Cf A.

C. Faux. Osmolarité = $C_{Na^+} + C_{Cl^-} = 0,1709 + 0,1709 = 341,9 mmol \cdot L^{-1}$

D. **Vrai.** En utilisant la loi de Vant Hoff on a : $\pi = RTC_0 = 8,31 \times 295 \times 341,9 = 838.102 kPa$.

Attention prendre mol/m³ (=mmol/L) pour la concentration et K pour la température (unités SI).

E. Faux. En effet, 71,6 °F = 22°C. S'applique le même calcul que ci-dessus.

QCM n°10 : D, E

A. Faux.

	Résultats	Unités	Mole
Masse soluté	0,150	kg	1,53061224
Volume soluté	0,079787234	L	
Masse solvant	0,850	kg	47,22
Volume solvant	0,850	L	
Masse solution	1	kg	
Volume solution	0,929787234	L	

Avec masse molaire soluté = 98 g/mol.

Masse volumique solution = $1/(0,92978 \cdot 10^{-3}) = 1075,5 \text{ kg/m}^3 \rightarrow$ densité = 1.0755.

B. Faux. $m_p = n_{\text{soluté}}/m_{\text{solvant}} = (150/98)/0,850 = 1,800 \text{ mol.kg}^{-1}$

C. Faux. $V_{\text{solution}} = V_{\text{soluté}} + V_{\text{solvant}} = m_{\text{soluté}}/\rho_{\text{soluté}} + V_{\text{solvant}} = 150/1880 + 0,85 = 0,9297872 \text{ L}$

$C_p = n_{\text{soluté}}/V_{\text{solution}} = 1,6462 = 1,65 \text{ mol.L}^{-1}$

D. **Vrai.** $x_p = n_p/(n_p+n_s) = 1,53/(47,22+1.53) = 0,03138 = 0,031$

($n_p = 150/98 = 1,53 \text{ mol}$ et $n_s = 850/18 = 47,22 \text{ mol}$)

E. **Vrai.** Molarité=Normalité/nombre de protons libérés $\rightarrow N = 3 \times C_p = 4,9386 = 4,94 \text{ N}$
car H_3PO_4 se dissocie en 3 protons et un ion PO_4^{3-}

QCM n°11 : B, C, D

A. Faux. Les particules n'interagissent pas du tout entre elles.

B. **Vrai.** $\frac{P \times V}{T} = \frac{P' \times V'}{T'}$ avec n=constante.

C. **Vrai.** La pression est inversement proportionnelle au volume (loi de Boyle-Mariotte).

D. **Vrai.**

E. Faux. Il faut multiplier les pressions partielles par x.

QCM n°12 : A, B

A. **Vrai.** $\text{HNO}_3 \rightarrow \text{NO}_3^- + \text{H}^+$.

HNO_3 se dissocie complètement donc $\alpha = 1$ et $\gamma = 2$ (car 1 molécule dissociée de HNO_3 donne deux ions, cf équation de la réaction de dissociation). Donc $C_{\text{mol}}(\text{HNO}_3) = \frac{C_{\text{osm}}(\text{HNO}_3)}{(\alpha \times (\gamma - 1) + 1)}$.

Soit $C_{\text{mol}}(\text{HNO}_3) = 0.273/2 = 0.1365 \text{ mol/L}$.

B. **Vrai.** $C_{\text{mol}}(\text{HNO}_3) = \frac{n(\text{HNO}_3)}{V_{\text{solution}}} = \frac{m(\text{HNO}_3)}{V_{\text{solution}} \times M(\text{HNO}_3)}$

Soit $m(\text{HNO}_3) = C_{\text{mol}}(\text{HNO}_3) \times M(\text{HNO}_3) \times V_{\text{solution}}$

On a alors : $m(\text{HNO}_3) = 0,1365 \times (1 + 14 + 16 \times 3) \times 2 = 17,199 \text{ g}$ soit 17,2g.

C. **Faux.** $\text{CH}_3\text{COOH} \leftrightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+$.

L'acide acétique se dissocie partiellement et on sait que $\alpha = 0,46$ et $\gamma = 2$ (même raisonnement que pour HNO_3). Il nous faut calculer la concentration osmotique de l'acide acétique ;

Osmolarité totale = Osmolarité (HNO_3) + Osmolarité (CH_3COOH)

Donc Osmolarité (CH_3COOH) = Osmolarité totale - Osmolarité (HNO_3)

Soit $C_{\text{osm}}(\text{a.ac.}) = 596 - 273 = 323 \text{ mmol.L}^{-1} = 0,323 \text{ mol.L}^{-1}$

Ainsi, $C_{\text{mol}}(\text{a.ac.}) = \frac{323}{(0,46 \times (2-1) + 1)} \approx 220,5 \text{ mmol.L}^{-1}$

On a, enfin, $m(\text{a.ac.}) = C_{\text{mol}}(\text{CH}_3\text{COOH}) \times M(\text{CH}_3\text{COOH}) \times V_{\text{solution}}$

Soit $m(\text{a.ac.}) = \left(\frac{0,323}{1,46}\right) \times (2 \times 12 + 4 \times 1 + 2 \times 16) \times 2$
 $= 26,4657 \text{ g} \approx 26,5 \text{ g}$

D. **Faux.** D'après la loi de la cryométrie de Raoult : $\Delta T = K \times x_p$, avec x_p la fraction molaire du soluté sur la solution. On appelle ici "soluté", l'ensemble des composés dissociés dans la solution aqueuse. Mais K, dans ce qcm, est donné en K.L.mol^{-1} . On va donc utiliser l'osmolarité totale de la solution (exprimée en mol.L^{-1}), pour déterminer l'abaissement cryoscopique, qui est le suivant :
 $\Delta T = 1,86 \times 0,596 = -1,1085 \text{ K} = -1,1085 \text{ }^\circ\text{C}$.

E. **Faux.** Il s'agit d'appliquer la loi de Van't Hoff : $\pi = R \times T \times c_p$ avec c_p la concentration osmotique en soluté sur la solution (Cette loi ne s'applique que dans le cas de solutions très diluées, dites idéales). On utilisera, encore une fois, l'osmolarité totale de la solution mais cette fois ci dans les unités du SI (mol/m^3) car R est donné dans les unités SI.

$\pi = 8,31 \times (18 + 273) \times 596 = 1441253,16 \text{ Pa} \approx 1441 \text{ kPa}$ (Ne pas oublier de mettre l'osmolarité en mmol.L^{-1} ou en mol.m^{-3} !).

QCM n°13 : A, C, D

A. **Vrai.**

B. **Faux.** La température d'ébullition d'une solution augmente par rapport à celle du solvant seul.

C. **Vrai.**

D. **Vrai.**

E. **Faux.** La molalité correspond au nombre de moles de soluté par kilo de solvant (et non de solution).