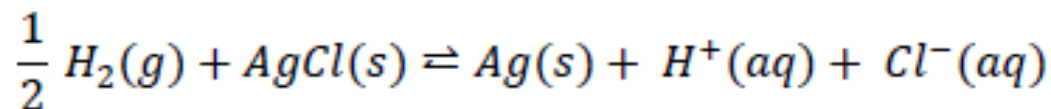


Questions Type A

Question No. 1

La variation d'enthalpie de la réaction suivante est égale à :



Données :

$$\Delta H_r^\circ = \sum \nu_i \Delta H_f^\circ(\text{prod}) - \sum \nu_j \Delta H_f^\circ(\text{réact})$$

Espèce	$\Delta_f H^\circ$ (kJ/mol)
$H_2(g)$	0
$Ag(s)$	0
$AgCl(s)$	-127.07
$H^+(aq)$	0
$Cl^-(aq)$	-167.4

$$\Delta H_r^\circ = 0 + 0 - 167,4 - (0 - 127,07) = -40,33 \text{ kJ/mol}$$

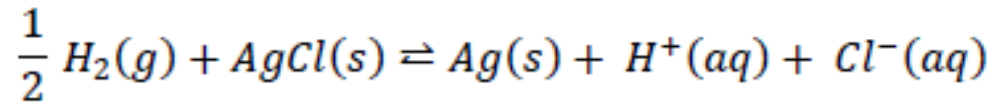
- A. -294.47 kJ/mol
- B. -167.40 kJ/mol
- C. -40.33 kJ/mol
- D. +40.33 kJ/mol
- E. +294.47 kJ/mol

Questions Type A

Question No. 2

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T \Delta S^\circ$$

La variation d'énergie libre de Gibbs standard de la réaction suivante à 298 K est égale à :



Données :

$$\Delta S^\circ = \sum \nu_i S^\circ(\text{prod}) - \sum \nu_j S^\circ(\text{réact})$$

Espèce	$\Delta_f H^\circ$ (kJ/mol)	S° (J/(mol.K))
$H_2(g)$	0	130.59
$Ag(s)$	0	42.7
$AgCl(s)$	-127.07	96.11
$H^+(aq)$	0	0
$Cl^-(aq)$	-167.4	55.2

- A. -21.4 kJ/mol
- B. -35.2 kJ/mol
- C. -40.3 kJ/mol
- D. -61.7 kJ/mol
- E. +61.7 kJ/mol

$$\Delta S^\circ = 42,7 + 0 + 55,2 - (0,5 \cdot 130,59 + 96,11) = -63,5 \text{ J/K/mol}$$

$$\Delta G^\circ = -40330 - 298(-63,5) = -21407 \text{ J/mol} \\ = -21,4 \text{ kJ/mol}$$

Questions Type K

Question No. 3

On étudie une réaction chimique en fonction de la température. A 300 K, la variation d'enthalpie ΔH° est de -20 kJ/mol , et la variation d'entropie ΔS° est de -60 J/mol K .

Pour cette réaction, en admettant que la variation d'enthalpie et la variation d'entropie ne changent pas significativement, on peut affirmer que :

- A. + La réaction est spontanée à température ambiante
- B. - La réaction est spontanée à toutes les températures
- C. - La réaction est spontanée à 100°C
- D. + La réaction est spontanée à -100°C

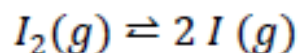
$$A \quad \Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ = -20'000 - 300(-60) = -2000 \text{ J/mol}$$

$$C \quad \Delta G^\circ = -20'000 - 373(-60) = +2380 \text{ J/mol}$$

Questions Type A

Question No. 4

A haute température, le diiode se dissocie selon la réaction :



A 1200 K, la constante d'équilibre vaut 0.2.

Quelle est la variation d'énergie libre de Gibbs standard (exprimée en kJ/mol) à 1200 K? ($R = 8.3145 \text{ J}/(\text{mol}\cdot\text{K})$)

- A. 4
- B. 8
- C. 12
- D. 16
- E. 20

$$\Delta G^\circ = -RT \ln K_{eq} = -8,314 \times 1200 \ln 0,2 = 16'060 \text{ J/mol} \\ = 16,06 \text{ kJ/mol}$$

Questions Type K



Question No. 5

$$\Delta H^\circ > 0$$

La réaction $N_2O_4(g) \leftrightarrow 2NO_2(g)$ est endothermique. Sous quelles conditions l'équilibre peut-il être déplacé vers la droite?

- A. — En augmentant la pression
- B. + En augmentant la température
- C. — En ajoutant du NO_2
- D. + En ajoutant du N_2O_4

Questions Type A

Question No. 6

Pour la réaction de formation de l'ammoniac $N_2(g) + 3 H_2(g) \leftrightarrow 2 NH_3(g)$, $\Delta_r G^\circ$ est égal à -32.9 kJ/mol à 298 K. Si la pression partielle de chaque gaz est de 10 bar, quelle sera la valeur de $\Delta_r G$ pour cette réaction.

Données : $R = 8.3145$ J / (mol.K)

$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln Q ; Q = \frac{a_{NH_3}^2}{a_{N_2} \cdot a_{H_2}^3} ; a_i = \frac{P_i}{P^\circ} \leftarrow 1 \text{ bar}$$
$$= -32'900 + 8,314 \cdot 298 \ln \frac{10^2}{(10 \cdot 10^3)^3} = -44,3 \text{ kJ/mol}$$

- A. -32.9 kJ/mol
- B. $+32.9$ kJ/mol
- C. -44.3 kJ/mol
- D. -62.6 kJ/mol
- E. -112.7 kJ/mol

Questions Type A

Question No. 7

On a une solution saturée de AgCl et on ajoute NaCl. Dans la solution finale on a une concentration en $\text{Cl}^-(\text{aq})$ de 0.5 mol/l. La concentration en $\text{Ag}^+(\text{aq})$ de cette solution est:

On donne: produit de solubilité de AgCl dans l'eau est 1.8×10^{-10} . $= k_{sp} = \frac{a_{\text{Ag}^+} \cdot a_{\text{Cl}^-}}{a_{\text{AgCl}}}$; $a_{\text{Cl}^-} = \frac{[\text{Cl}^-]}{c^\circ}$
 \downarrow
mol/l

- A. 1.8×10^{-10} mol/l
- B. 3.6×10^{-10} mol/l
- C. 1.34×10^{-5} mol/l
- D. 3.3×10^{-6} mol/l
- E. 6.7×10^{-2} mol/l

$$\underline{[\text{Ag}^+] = \frac{k_{sp}}{[\text{Cl}^-]}}$$

$$= \frac{1,8 \times 10^{-10}}{0,5} = \underline{3,6 \times 10^{-10} \text{ mol/l}}$$

Questions Type A

Question No. 8

La présence d'un calcul rénal est diagnostiquée chez un patient. La masse de ce calcul rénal, supposé entièrement constitué d'oxalate de calcium CaC_2O_4 ($M=128 \text{ g/mol}$) est de 0.48g .

Sachant que le produit de solubilité de CaC_2O_4 est de $2.5 \cdot 10^{-9}$, quel volume d'eau pure est nécessaire pour dissoudre ce calcul rénal?

- A. 1l
- B. 5l
- C. 10l
- D. 25l
- E. 75l

$$K_{sp} = \frac{[\text{Ca}^{2+}]}{S} \frac{[\text{C}_2\text{O}_4^{2-}]}{S} = \frac{2.5 \cdot 10^{-9}}{S^2} = S^2$$

$$S = \sqrt{K_{sp}} = 5 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{l}}$$

$$5 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{l}} \cdot 128 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 6.4 \cdot 10^{-3} \frac{\text{g}}{\text{l}}$$

$$\frac{0.48 \text{ g}}{6.4 \cdot 10^{-3} \frac{\text{g}}{\text{l}}} = 75 \text{ l}$$

Questions Type A

Question No. 9

On a étudié la formation de HI en phase gazeuse.

Dans une expérience, on mélange 2.92 mol d'iode (I_2) avec 8.1 mol d'hydrogène (H_2) et l'on chauffe à 448 °C. A l'équilibre, la quantité de HI présente est égale à 5.64 mol. La constante d'équilibre pour la réaction $H_2 + I_2 \rightleftharpoons 2HI$ est alors égale à :

- A. 1.35
- B. 0.24
- C. 4.19
- D. 27.53
- E. 60.25

$$K_{eq} = \frac{P_{HI}^2}{P_{H_2} \cdot P_{I_2}} \quad ; \quad P_i = X_i \cdot P_{tot} = \frac{n_i}{n_{tot}} P_{tot}$$

$$K_{eq} = \frac{n_{HI}^2}{n_{H_2} \cdot n_{I_2}} \quad \text{puisque } P_{tot} = \text{constant}$$

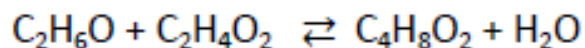
$$\begin{aligned} n_{H_2} &= 8,1 - \frac{5,64}{2} = 5,28 \text{ mol} \\ n_{I_2} &= 2,92 - \frac{5,64}{2} = 0,1 \text{ mol} \end{aligned}$$

$$K_{eq} = \frac{(5,64)^2}{5,28 \times 0,1} = \underline{\underline{60,25}}$$

Questions Type A

Question No. 10

On fait réagir 1 mol d'éthanol avec 0.5 mol d'acide acétique dans un solvant organique.



A l'équilibre, on observe la présence de 0.42 mol d'acétate d'éthyle et 0.42 mol d'eau. La constante d'équilibre est alors égale à :

$$K_{eq} = \frac{[\text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2][\text{H}_2\text{O}]}{[\text{C}_2\text{H}_6\text{O}][\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2]} = \frac{0,42 \cdot 0,42}{(1-0,42)(0,5-0,42)} = \underline{3,8}$$

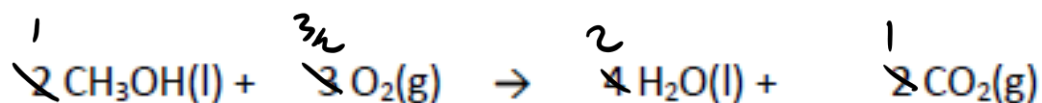
- A. 3.8
- B. 7.6
- C. 1.9
- D. 1
- E. 0.23

Questions Type A

Question No. 11

La variation d'énergie libre de Gibbs standard (298 K, 1 atm) lors de la réaction de combustion du méthanol (CH₃OH) vaut :

On donne:



$$\Delta H_f^\circ / \text{kJ/mol} \quad -238.80$$

ⓐ

$$-285.8$$

$$-393.5$$

$$\Delta S^\circ / \text{J/K/mol} \quad 126.8$$

$$205.1$$

$$69.9$$

$$213.70$$

$$R = 8.314 \text{ J/K/mol}$$

$$\Delta H^\circ = -393.5 - 2 \times 285.8 - (-238.8) = -728.3 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta S^\circ = 213.7 + 2 \times 69.9 - 126.8 - \frac{3}{2} \cdot 205.1 = -89.95 \text{ J/K/mol}$$

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T \Delta S^\circ = -728300 - 298 \cdot (-89.95) = -702000 \text{ J/mol} = -702 \text{ kJ/mol}$$

A) -880.3 kJ/mol.

B) +702.0 kJ/mol.

C) -726.3 kJ/mol.

ⓐ) -702.0 kJ/mol.

E) +726.3 kJ/mol.

Questions Type A

Question No. 12

Pour fabriquer de l'hydrogène gazeux, une des possibilités est de réaliser la réaction suivante :



$$\Delta H_r^0 = 131 \text{ kJ/mol}, \Delta S_r^0 = 94.6 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

$$T = 298 \text{ K}$$

Dans les conditions standards, la constante d'équilibre de cette réaction est de :

On donne : $R = 8.314 \text{ J/mol/K}$; $1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg} = 1.014 \cdot 10^5 \text{ Pascal}$.

Isotherme de van't Hoff : $|\Delta G_r^0 = -RT \ln(\text{Keq})|$

Relation de Gibbs-Helmholtz: $\Delta G_r^0 = \Delta H_r^0 - T \Delta S_r^0$

$$\begin{aligned} \Delta G^0 &= 131'000 - 298 \cdot 94,6 = \underline{\underline{102'809,2 \text{ J/mol}}} \\ K_{eq} &= e^{\frac{-\Delta G^0}{RT}} = e^{-41,495} = 9,5 \cdot 10^{-19} \end{aligned}$$

- A) $9.5 \cdot 10^{19}$.
- B) $4.7 \cdot 10^{-19}$.
- C) $9.5 \cdot 10^{-19}$.
- D) $4.7 \cdot 10^{19}$.
- E) $9.5 \cdot 10^{-1}$.

Questions Type A

Question No. 13

$$\Delta G^\circ < 0$$

Une réaction chimique exergonique s'arrête et atteint l'équilibre parce que:

- A) l'enthalpie de mélange est nulle à l'équilibre.
- B) l'énergie interne du système est minimum.
- C) la composition à l'équilibre maximise le nombre de particules.
- D) l'entropie du système est la plus négative.
- + E) l'entropie de l'univers est maximale.

