

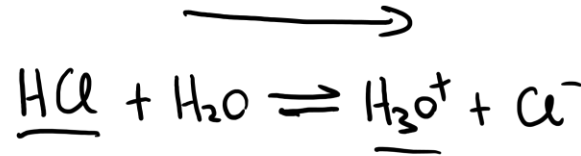
Questions Type A

Question No. 1

Le pH du mélange HCl 0.1 mol/l et HNO₃ 0.05 mol/l est:

On donne : pKa (HCl) < 0, pKa (HNO₃) < 0 (acides forts)

- A. 2.72
- B. 0.60
- C. 0.82
- D. 1.3
- E. 1.5



$$C_{\text{H}^+}(\text{HCl} + \text{HNO}_3) = [\text{H}^+] = 0,1 + 0,05 = 0,15 \text{ mol/l}$$

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+] = -\lg 0,15 = 0,82$$

$$10^{-\text{pH}} = [\text{H}^+]$$

Question Type A

Question No 2

Une solution 0.25 M d'acide butyrique a un pH de 2.72. Quel est le pK_a de cet acide faible ?

A. 2.72

B. 0.60

C. 4.82

D. 5.87

E. 3.77



$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} = \frac{x^2}{C_{tot} - x} = \frac{0.0019^2}{0.25 - 0.0019} = \underline{1.455 \times 10^{-5}}$$

$$x = [H^+] = 10^{-2.72} = 0.0019$$

$$pK_a = -\log K_a = -\log(1.455 \times 10^{-5}) = 4.837$$

$$\text{avec } \frac{x^2}{C_{tot}} \Rightarrow pK_a = 4.84$$

Question type A

Question No 3

Le pH de deux solutions physiologiques est de 7.24 (solution A) et 7.53 (solution B) respectivement. Quel est le rapport des concentrations en protons (solution A/solution B) ?

- A. 1.29
- B. 1.74
- C. 1.95
- D. 2.34
- E. 2.45

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$$

$$[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

$$R = \frac{C_A}{C_B} = \frac{10^{-7.24}}{10^{-7.53}} = 10^{-7.24 + 7.53} = 10^{0.29} = 1.95$$

Question type A

Question No 4

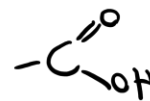
Le pH d'une solution 10^{-2} M de HCN ($pK_a = 9.4$) est égal à :

- A. 2.0
- B. 2.7
- C. 3.7
- D. 4.7
- E. 5.7
- $$K_a \approx \frac{x^2}{C_{tot}} = 10^{-9.4} = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} ; x = [H^+]$$
- $$x = \sqrt{C_{tot} \cdot 10^{-9.4}} = \sqrt{0.01 \times 3.98 \times 10^{-10}} = 1.99 \times 10^{-6}$$
- $$pH = -\lg [H^+] = -\lg (1.99 \times 10^{-6}) = 5.7$$

Question type A

Question No 5

Quel est le pH d'une solution de $\text{C}_2\text{H}_5\text{COOK}$ 0.1 M, sachant que le pK_a de $\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH}$ est de 4.9 à 25 °C?



A. 7.45

B. 10.15

C. 9.55

D. 8.95

E. 11.05



$$K_b = \frac{[\text{HA}][\text{OH}^-]}{[\text{A}^-]} \approx \frac{x^2}{c_{\text{tot}}} ; x = [\text{OH}^-] = \sqrt{c_{\text{tot}} K_b}$$

$$\text{p}K_b = 14 - \text{p}K_a = 14 - 4.9 = 9.1 ; K_b = 10^{-9.1}$$

$$x = [\text{OH}^-] = \sqrt{0.1 \cdot 10^{-9.1}} = 8.9 \times 10^{-6}$$

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log(8.9 \times 10^{-6}) = 5.05$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 8.95$$

Question type A

Question No 6

Quel est le pH d'une solution de base faible ($pK_a=8.2$) de concentration $2 \cdot 10^{-3} \text{ M}$?

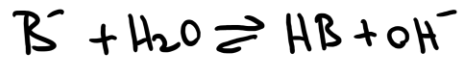
A. 9.75

B. 8.75

C. 7.75

D. 10.75

E. 11.52



$$K_b = \frac{[HB][OH^-]}{[B^-]} \approx \frac{X^2}{C_{\text{tot}}} ; X = [OH^-]$$

$$[OH^-] = \sqrt{C_{\text{tot}} \cdot K_b} ; pK_B = 14 - pK_a = 14 - 8.2 = \underline{5.8}$$

$$\lg [OH^-] = \frac{1}{2} \lg C_{\text{tot}} + \frac{1}{2} \lg K_B$$

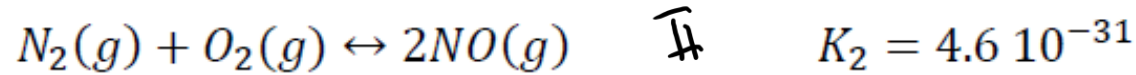
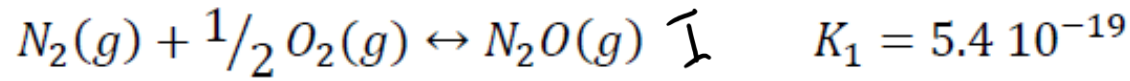
$$- \lg [OH^-] = pOH = \frac{1}{2} \lg C_{\text{tot}} + \frac{1}{2} pK_B = 1.3 + 2.9 = 4.2$$

$$pH = 14 - 4.2 = 9.8$$

Question type A

Question No 7

On a mesuré les constantes d'équilibre pour les deux réactions suivantes :



La constante d'équilibre pour la réaction $N_2O(g) + \frac{1}{2} O_2(g) \leftrightarrow 2NO(g)$ est alors égale à :

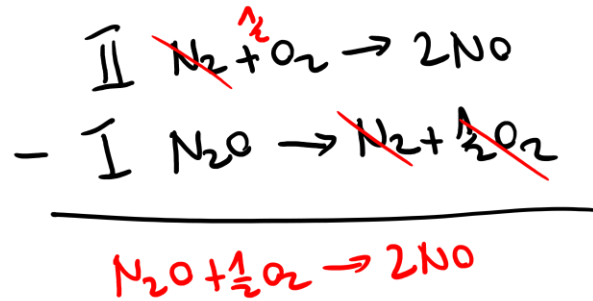
A. $2.48 \cdot 10^{-49}$

B. $1.17 \cdot 10^{12}$

C. $8.52 \cdot 10^{-13}$

D. $4.03 \cdot 10^{48}$

E. $4.6 \cdot 10^{-31}$



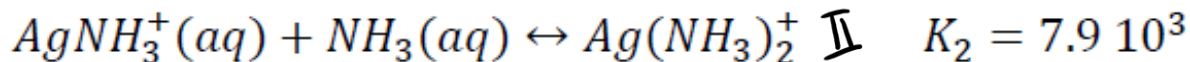
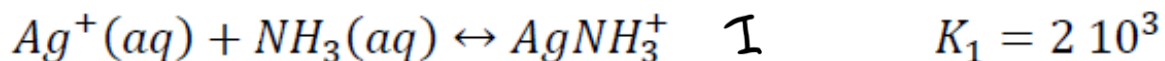
$$K = \frac{K_{\text{II}}}{K_{\text{I}}} = \frac{4,6 \times 10^{-31}}{5,4 \times 10^{-19}} = 8,52 \times 10^{-13}$$

$$\begin{aligned} \Delta G^\circ(\text{II}-\text{I}) &= \Delta G^\circ(\text{II}) - \Delta G^\circ(\text{I}) \\ &= -RT \ln K_{\text{II-I}} = -RT (\ln K_{\text{II}} - \ln K_{\text{I}}) \\ &= -RT \ln \frac{K_{\text{II}}}{K_{\text{I}}} \end{aligned}$$

Question type A

Question No 8

Les constantes d'équilibres pour la complexation de Ag^+ avec NH_3 sont données par :



ΔG° pour la réaction $Ag^+(aq) + 2NH_3(aq) \leftrightarrow Ag(NH_3)_2^+$ est alors égal à :

($R = 8.3145 \text{ J}/(\text{mol K})$, $T = 298 \text{ K}$)

\swarrow I+II

$$\Delta G^\circ = -RT \ln K = -RT \ln (K_I \cdot K_{II})$$

$$= -8,314 \times 298 \times \ln (2 \times 10^3 \times 7,9 \times 10^3)$$

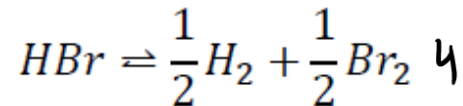
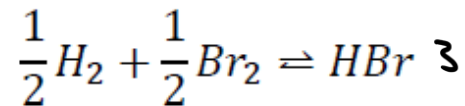
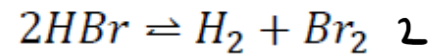
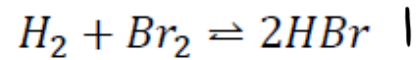
$$= -41 \text{ kJ/mol}$$

- A. -41 kJ/mol
- B. -21 kJ/mol
- C. -11 kJ/mol
- D. 11 kJ/mol
- E. 41 kJ/mol

Question type K

Question No 9

On considère les 4 équilibres suivants en phase gazeuse avec les constantes d'équilibres K_1 , K_2 , K_3 et K_4 .



Quelle(s) est (sont) la (les) proposition(s) exacte(s) parmi les suivantes :

A. $K_1 = -K_2$

B. $K_3 = \frac{1}{K_4}$

C. $K_1 K_2 = 1$

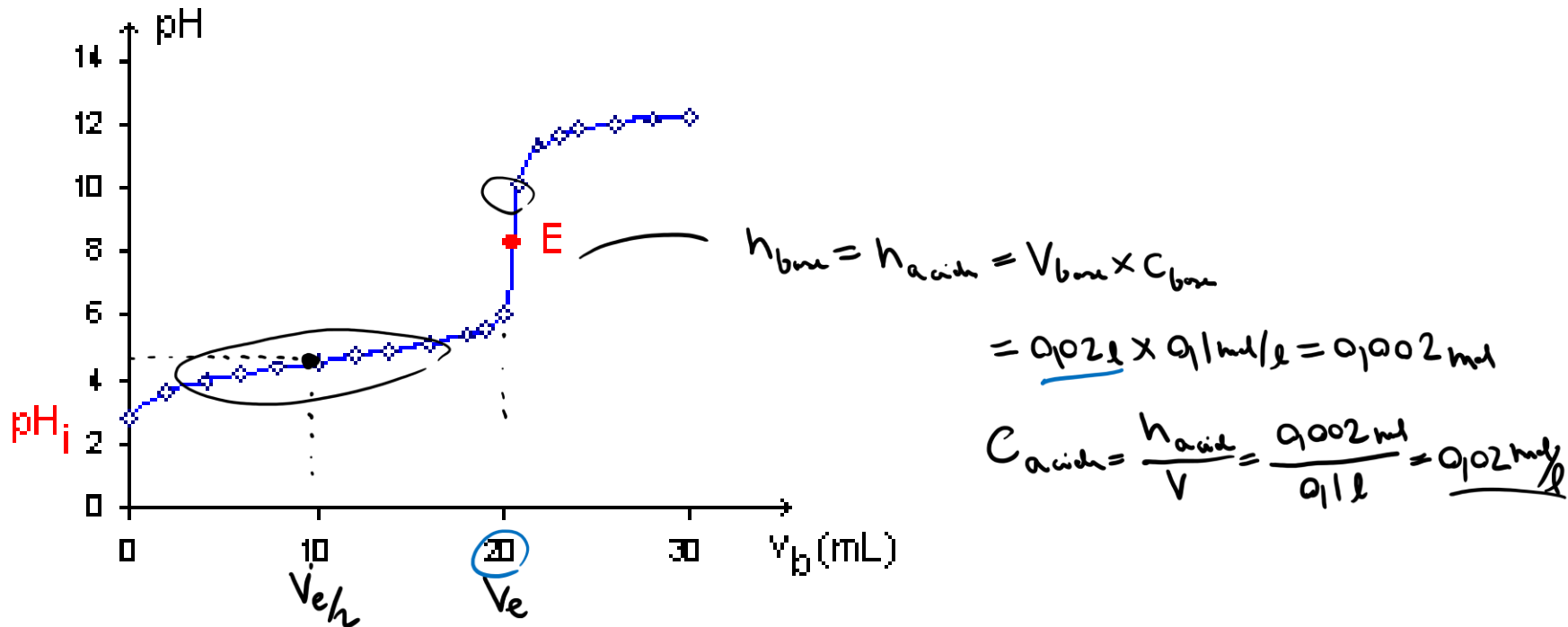
D. $K_4 = \sqrt{K_2}$

$$K_1 \cdot K_2 = \frac{[HBr]^2}{[H_2][Br_2]} \times \frac{[H_2][Br_2]}{[HBr]^2} = 1$$

Question type K

Question No 10

On titre 100 ml d'un acide faible avec NaOH 0.1 mol/l et on mesure une courbe de titrage suivante :



Quelle(s) est (sont) la (les) proposition(s) exacte(s) parmi les suivantes :

- A. La concentration de l'acide faible est de 0.002 mol/l
- B. Le pKa de l'acide est 8.
- C. Avec cet acide et sa base conjuguée on peut préparer un tampon pour pH 4.
- D. Avec cet acide et sa base conjuguée on peut préparer un tampon pour pH 10