

Exercices TD numéro 3 pre 4V118 1^{er} semestre

Acides, bases, pH et pKa

1) Parmi les ions ci-dessous indiquez :

a) Ceux qui sont des **acides** selon Brønsted

b) Ceux qui sont des **bases** selon Brønsted

c) Ceux qui, selon les conditions, peuvent être des acides ou des bases selon Brønsted

F^- , NH_4^+ , O^{2-} , HSO_4^- , $H_2PO_4^-$, $CH_3NH_3^+$, H^- et HS^-

Réponses ;

Acides selon Brønsted : NH_4^+ , $CH_3NH_3^+$

Bases selon Brønsted : F^- , O^{2-} , H^-

Ampholytes : H_3PO_4 / $H_2PO_4^-$ / HPO_4^{2-} et H_2S / HS^- / S^{2-} et H_2SO_4 / HSO_4^- / SO_4^{2-}

2) Indiquer les **équations des réactions** des **acides** ci-dessous avec la base H_2O

a) HI (**iodure d'hydrogène**)

b) HNO_3 (acide nitrique)

c) HF (**fluore d'hydrogène**)

Compléter la phrase suivante : « Lorsqu'un acide réagit avec l'eau, il y a toujours formation de »

Réponses :

a) $HI + H_2O \rightarrow H_3O^+ + I^-$

b) HNO_3 (acide nitrique) + $H_2O \rightarrow H_3O^+ + NO_3^-$

c) $HF + H_2O \rightarrow H_3O^+ + F^-$

Formation d'ions oxonium H_3O^+

3) Indiquer les **équations des réactions** des **bases** ci-dessous avec l'acide H_2O :

a) HS^- (**Sulfate d'hydrogène**)

b) PH_2^- (**hydrure de phosphore**)

c) F^-

d)

CH_3NH_2

Compléter la phrase suivante : « Lorsqu'une base réagit avec l'eau, il y a toujours formation de »

Réponses :

a) $HS^- + H_2O \rightarrow OH^- + H_2S$

b) $PH_2^- + H_2O \rightarrow OH^- + PH_3$ (Phosphine, hydrogène de phosphore, très éco-toxique)

c) $F^- + H_2O \rightarrow OH^- + HF$

d) $CH_3NH_2 + H_2O \rightarrow OH^- + CH_3NH_3^+$

Formation d'ions hydroxyde OH^-

4) Donner la base conjuguée de chaque acide ci-dessous :

a) HNO_2 (**acide nitreux**)

b) $CH_2ClCOOH$

Réponses :

a) NO_2^- , b) CH_2ClCOO^-

5) Donner l'acide conjugué de chaque base ci-dessous :

a) NH_3 (ammoniac)

b) HSO_4^-

Réponses :

a) NH_4^+ b) H_2SO_4

6) Quelles sont les valeurs de $[H_3O^+]$ et de $[OH^-]$ dans l'eau pure pH7 à 22°C ?

Réponses :

Rappel la constante de dissociation de l'eau ou le produit ionique de l'eau est : $K_e = [H_3O^+] \times [OH^-] = 10^{-14}$

Donc $[H_3O^+] = [OH^-] = 10^{-7} \text{ M (mol.L}^{-1})$ $[H_3O^+]^2 = 10^{-14}$

7) Que vaut $[H_3O^+]$ dans une solution dans laquelle $[OH^-]$ vaut 10^{-4} M ?

Réponse :

$$[H_3O^+] \times [OH^-] = 10^{-14} \quad \text{donc } [H_3O^+] = \frac{10^{-14}}{10^{-4}} = 10^{-10} \text{ M}$$

8) Que vaut $[OH^-]$ dans une solution dans laquelle $[H_3O^+] = 10^{-3} \text{ M}$?

Réponse :

$$[H_3O^+] \times [OH^-] = 10^{-14} \quad \text{donc } [OH^-] = \frac{10^{-14}}{10^{-3}} = 10^{-11} \text{ M}$$

9) Déterminer le pH des solutions suivantes contenant des acides forts

On donne la concentration en ion hydronium de ces solutions

pH acides donc on applique la formule suivante : $[H_3O^+] = 10^{-\text{pH}}$ exprimé en mole/litre ou Molaire (M)

a) $[H_3O^+] = 10^{-2} \text{ M}$

$$\text{pH} = -\log [10^{-2}] = 2$$

b) $[H_3O^+] = 2 \cdot 10^{-2} \text{ M}$

$$[H_3O^+] = 2 \cdot 10^{-2} = 10^{0.3} \cdot 10^{-2} = 10^{-1.7} \quad \text{Mettre en puissance de 10 ou bien } \text{pH} = -\log(0.02) = 1.7$$

c) $[H_3O^+] = 8 \cdot 10^{-9} \text{ M}$

$$[H_3O^+] = 8 \cdot 10^{-9} = 10^{0.93} \cdot 10^{-9} = 10^{-8.07} \quad \text{ou bien } -\log(8 \cdot 10^{-9}) = 8.07$$

$$\text{pH} = 8.07$$

d) HCL = 0.001M ?

Reponse :

HCl est un acide qui se dissocie complètement. Donc pour 1HCL on obtiendra 1 H_3O^+ .

$$\text{Donc } [H_3O^+] = 0.001\text{M} \quad \text{pH} = -\log(0.001) = 3$$

10) Déterminer le pH de la solution suivante contenant une base forte

On donne la concentration de NaOH dans cette solution

$$\text{NaOH} = 10^{-4} \text{ M} \quad (\text{NaOH } 0.0001\text{M} \text{ ?})$$

Reponses :

NaOH est un sel qui se dissocie complètement dans l'eau. Donc pour 1 NaOH, on obtiendra 1 OH^- .

$[OH^-] = 0.0001\text{M}$. Comme on est en présence d'une base, on ne peut pas calculer directement le

pH, mais on doit passer par le pOH :

$$\text{pOH} = -\log(0.0001) = 4 \quad \text{Donc } \text{pH} = 14 - 4 = 10$$

On peut utiliser aussi : $\text{pH} = 14 + \log [OH^-]$

11) Un certain vinaigre a un pH = 2.8 Que valent $[H_3O^+]$ et $[OH^-]$?

Réponse :

$$[H_3O^+] = 10^{-\text{pH}} \quad \text{Donc } [H_3O^+] = 10^{-2.8} = 1,58 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$\text{pOH} = 14 - \text{pH} \quad \text{et } [OH^-] = 10^{-\text{pOH}}$$

$$\text{pOH} = 14 - 2.8 = 11.2 \quad \text{Donc } [OH^-] = 10^{-11.2} = 6,310 \times 10^{-12} \text{ M}$$

12) Soit l'équation de la dissolution de l'acide acétique dans l'eau.

Ecrire l'équation de réaction puis l'équation de la constante d'acidité et de basicité



$$K_a = \frac{[\text{base}] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{acide}]}$$

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Remarquer que la concentration de l'eau n'apparaît pas (et est pratiquement constante et égale à 55.556 M)

Equation de basicité :

$$K_a \cdot K_b = K_e \text{ donc } K_b = \frac{K_e}{K_a}$$

13) Calculer le pKa des composés ci-dessous à partir de leur Ka :

a) Acide nitreux : $K_a = 5 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

b) Cyanure d'hydrogène : $K_a = 3,2 \cdot 10^{-8} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Reponse :

et **pKa = -logKa**

a) pKa = 3.30

b) pKa = 7.49

14) Un acide possède un pKa = 4.75. Quelle est sa constante d'acidité Ka ? De quel acide s'agit-il ?

Réponse :

$K_a = 1.78 \cdot 10^{-5} \text{ M}$

Il s'agit de l'acide acétique

Les pKa des acides aminés

15) Les formes ioniques de la glycine

La formule de la glycine est la suivante : $\text{H}_2\text{N}-\text{CH}_2-\text{COOH}$

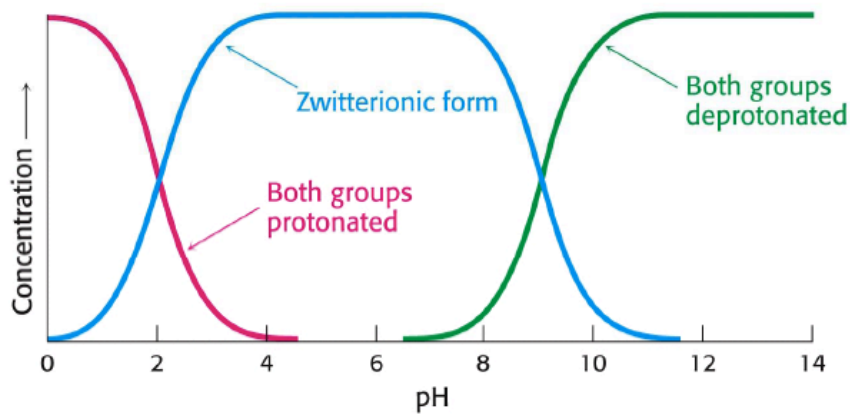
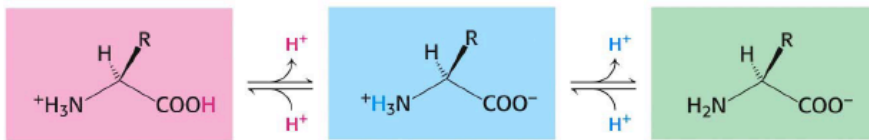
Le pKa du groupe carboxylate est 2.3 ; le pKa du groupe aminé est 9.6

Décrivez les différentes formes ioniques de la glycine en fonction du pH croissant

Le point isoélectrique (pI) est le pH auquel la charge nette de la molécule est égale à zéro. Quel est

le pI de la glycine ? pH=6.1

A pH neutre, les α -aminoacides se trouvent sous forme d'ions dipolaires



(ampholyte) (ou on a un nombre égal de charges positives et de charges négatives)

16) Qu'en est-il des autres acides aminés possédant une fonction protonable sur le radical R ?
A pH 7, quelle sera l'espèce majoritaires (espèce acide ou basique ?) des acides aminés suivants connaissant leur pKa :

Aspartate pKa = 3.6

Glutamate, pKa = 4.3

Histidine, pKa = 6

Cystéine, pKa = 8

Tyrosine pKa = 10

Lysine pKa = 10.5

Arginine pKa 12.5

Réponses :

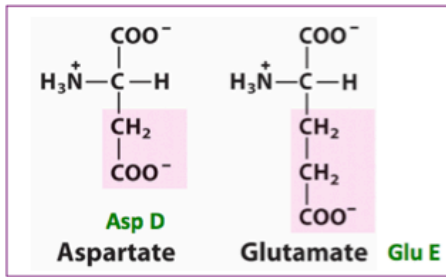
Suivant le pH quel est l'espèce majoritaire?

$$\text{pH} = \text{pKa} + \log \frac{[\text{base}]}{[\text{acide}]}$$

$$1) \text{ pH} = \text{pKa} \quad [\text{B}] = [\text{A}]$$

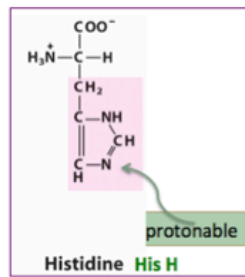
$$2) \text{ pH} < \text{pKa} \quad [\text{B}] < [\text{A}]$$

$$3) \text{ pH} > \text{pKa} \quad [\text{B}] > [\text{A}]$$

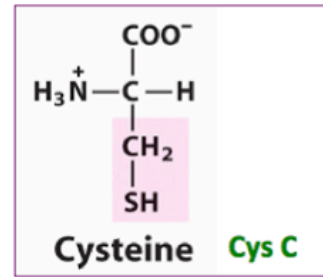


pKa = 3.6

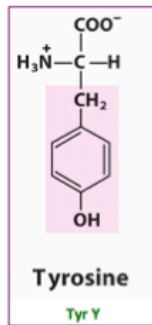
pKa = 4.3



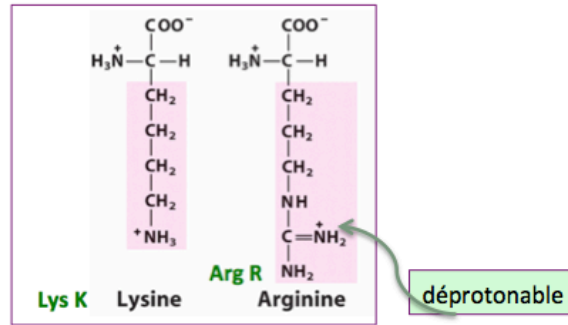
pKa = 6



pKa = 8



pKa = 10



pKa = 10.5

pKa = 12.5

Couples oxydo-réductions

17) Soit les deux couples d'oxydo-réduction ci-dessous, écrire les demi-équations électroniques puis la réaction d'oxydo-réduction

$\text{Al}^{3+}(\text{aq}) / \text{Al}(\text{s})$

$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) / \text{Cu}(\text{s})$

Réponses

$\text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Al}(\text{s})$

$(\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{s})) \times 3$

$(\text{Al}(\text{s}) \rightarrow \text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{e}^-) \times 2$

$3\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 6\text{e}^- \rightarrow 3\text{Cu}(\text{s})$

$2\text{Al}(\text{s}) \rightarrow 2\text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 6\text{e}^-$

$3\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{Al}(\text{s}) \rightarrow 3\text{Cu}(\text{s}) + 2\text{Al}^{3+}(\text{aq})$

18) Réaction d'un métal de cuivre et les ions argent

Dans un erlenmeyer on verse du nitrate d'argent et on ajoute de la tournure de cuivre. La solution devient bleue Pourquoi ?

Sachant que les couples d'oxydo-réduction sont les suivants :

$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) / \text{Cu}(\text{s})$

$\text{Ag}^+ / \text{Ag}(\text{s})$

IL y a eu production d'ions Cuivre II et d'argent métallique

Interpréter en écrivant les demi équations électronique et l'équation d'oxydo-réduction

Chaque atome de cuivre perd 2 électrons pour se transformer en ions Cuivre (II).

$\text{Cu}(\text{s}) = \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^-$

Chaque ion argent gagne 1 électron pour se transformer en atome d'argent

$\text{Ag}^+(\text{aq}) + 1\text{e}^- = \text{Ag}(\text{s})$

Equation d'oxydo-réduction : $\text{Cu}(\text{s}) + 2\text{Ag}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{Ag}(\text{s})$