

Lycée Joliot Curie à 7	*CHIMIE - Chapitre I*	Classe de Ter Spé φχ

CORRECTION DS n° 1

Chapitre n° 1

Acide glutamique : $HOOC-CH_2-CH_2-CH(NH_2)-COOH$

1. Groupes caractéristiques La molécule possède :

- deux groupes carboxyle -COOH : ils caractérisent les fonctions acide carboxylique ;
- un groupe amino $-NH_2$: il caractérise la fonction amine.

2. Justification du nom « acide 2-aminopentanedioïque »

Terme	Justification
acide	présence de groupes carboxyle -COOH
2-amino	le groupe $-NH_2$ est porté par le carbone n°2, en numérotant depuis le groupe carboxyle principal
pentan	la chaîne carbonée comporte 5 atomes de carbone
dioïque	la molécule possède deux fonctions acide carboxylique

3. Définitions de Brønsted

- Un acide de Brønsted est une espèce chimique capable de céder au moins un ion hydrogène H+.
- Une base de Brønsted est une espèce chimique capable de capter au moins un ion hydrogène H+.

4. Polarisation des liaisons

On calcule la différence d'électronégativité $\Delta\chi = |\chi(A) - \chi(B)|$:

$$\Delta\chi(C\text{-}H) = |2{,}55 - 2{,}20| = 0{,}35 \;/\; \Delta\chi(N\text{-}H) = |3{,}04 - 2{,}20| = 0{,}84 \;/\; \Delta\chi(O\text{-}H) = |3{,}44 - 2{,}20| = 1{,}24$$

Classement par polarisation croissante : C-H < N-H < O-H.

La liaison O-H est donc la plus polarisée des trois.

5. Configurations électroniques et représentations de Lewis des atomes

Atome	Configuration électronique	e- de valence	Liaisons usuelles	Doublets non liants
H	$1s^1$	1	1	0
C	$1s^2\ 2s^2\ 2p^2$	4	4	0
N	$1s^2\ 2s^2\ 2p^3$	5	3	1
O	$1s^2\ 2s^2\ 2p^4$	6	2	2

Représentations de Lewis atomiques : H possède 1 électron célibataire ; C en possède 4 ; N possède 3 électrons célibataires et 1 doublet non liant ; O possède 2 électrons célibataires et 2 doublets non liants.

6. Schéma de Lewis de l'acide glutamique $HOOC-CH_2-CH_2-CH(NH_2)-COOH$

Dans le schéma de Lewis complet :

- chaque atome d'oxygène porte 2 doublets non liants ;
- l'atome d'azote du groupe $-NH_2$ porte 1 doublet non liant ;
- les atomes de carbone respectent la règle de l'octet et les hydrogènes la règle du duet.

Remarque : les doublets non liants doivent apparaître sur une représentation de Lewis complète.

7. Hydrogènes les plus facilement cédés

Les hydrogènes les plus facilement cédés sont les hydrogènes portés par les oxygènes des groupes carboxyle -COOH.

En effet, $\Delta\chi(O\text{-}H) = 1{,}24$: la liaison O-H est fortement polarisée. Le doublet liant est attiré vers l'oxygène, ce qui facilite le départ de l'hydrogène sous la forme H+.

Les liaisons C-H sont beaucoup moins polarisées : $\Delta\chi(C\text{-}H) = 0{,}35$.

8. Pourquoi le groupe $-NH_2$ peut-il capter H^+ ?

L'atome d'azote possède un doublet non liant. Ce doublet peut être utilisé pour former une nouvelle liaison covalente avec l'ion H^+.

$$\mathbf{-NH_2 + H^+ \rightarrow -NH_3^+}$$

Après fixation de H^+, l'azote forme quatre liaisons covalentes et porte une charge formelle positive : N+.

9. Couples acide/base et caractère amphotère

On note :

- **Cation :** HOOC-CH_2-CH_2-CH**(NH_3^+)**-COOH
- **Amphion** : HOOC-CH_2-CH_2-CH**(NH_3^+)-COO^-**
- **Anion** : HOOC-CH_2-CH_2-CH**(NH_2)-COO^-**

Première demi-équation :

HOOC-CH_2-CH_2-CH**(NH_3^+)**-COOH **=** HOOC-CH_2-CH_2-CH**(NH_3^+)-COO^- + H+**

Deuxième demi-équation :

HOOC-CH_2-CH_2-CH**(NH_3^+)-COO^- =** HOOC-CH_2-CH_2-CH(NH_2)-**COO^- + H+**

Les deux couples, écrits Acide / Base, sont donc :

Cation / **Amphion**	HOOC-CH_2-CH_2-CH**(NH_3^+)**-COOH **/** HOOC-CH_2-CH_2-CH**(NH_3^+)-COO^-**
Amphion / Anion	HOOC-CH_2-CH_2-CH**(NH_3^+)-COO^- /** HOOC-CH_2-CH_2-CH(NH_2)-**COO^-**

L'amphion est l'espèce amphotère : il est la base dans le premier couple et l'acide dans le second.

10. Définitions : amphotère et amphion

- Une espèce amphotère (ou ampholyte) peut jouer le rôle d'acide dans un couple acide/base et le rôle de base dans un autre.
- Un amphion est un ion qui porte simultanément au moins une charge positive et une charge négative. Sa charge totale peut être nulle, comme ici pour HOOC-CH_2-CH_2-CH(NH_3^+)-COO^-.

11. Réactions avec l'eau

a) Réaction de l'anion avec l'eau

Anion + H^+ = Amphion

$H_2O = HO^- + H^+$

Équation : HOOC-CH_2-CH_2-CH(NH_2)-**COO^-** + H_2O → HOOC-CH_2-CH_2-CH**(NH_3^+)-COO^-** + HO^-

b) Réaction du cation avec l'eau

Cation = Amphion + H^+

$H_2O + H^+ = H_3O^+$

Équation : HOOC-CH_2-CH_2-CH**(NH_3^+)**-COOH + H_2O → HOOC-CH_2-CH_2-CH**(NH_3^+)-COO^-** + H_3O^+

12. Réaction entre la forme cation et la forme anion

Le cation cède H^+ et l'anion capte H^+ : les deux donnent l'amphion.

Cation + Anion → 2 Amphions

HOOC-CH_2-CH_2-CH**(NH_3^+)**-COOH + HOOC-CH_2-CH_2-CH(NH_2)-**COO^-** → 2 HOOC-CH_2-CH_2-CH**(NH_3^+)-COO^-**

13. Concentration en ions oxonium

Pour pH = 2,1 :

$pH = -\log([H_3O^+] / C^0)$

$[H_3O^+] = C^0 \times 10^{-pH}$

$[H_3O^+] = 1{,}0 \times 10^{-2{,}1} = 7{,}9 \times 10^{-3}$ mol·L^{-1}

14. Dilution par 8 et nouveau pH

$C_f = C_0 / 8 = 7{,}9 \times 10^{-3} / 8 = 9{,}9 \times 10^{-4}$ mol·L^{-1}

$pH_f = -\log(C_f / C^0) \approx 3{,}0$

La dilution diminue la concentration en ions oxonium ; le pH d'une solution acide augmente donc.

15. Volume à prélever

Lors d'une dilution

$n_{S0}^{prélevée} = n_{Sf}^{introduite}$

=> $C_0 \times V_p = C_f \times V_f$ avec $C_0 = 8 \times C_f$

=> $V_p = \frac{C_f \times V_f}{C_0} = \frac{C_f \times V_f}{8 \times C_f}$

=> **$V_p = V_f / 8 = 500 / 8 = 62{,}5$ mL**

Il faut prélever 62,5 mL de solution S_0.

16. Verrerie et protocole

Verrerie : fiole jaugée de 500 mL ; pour mesurer 62,5 mL, une éprouvette graduée.

1. Rincer la pipette avec un peu de solution mère S_0.
2. Prélever 62,5 mL de S_0 et les introduire dans la fiole jaugée de 500 mL.
3. Ajouter de l'eau distillée jusqu'aux deux tiers environ ; boucher et homogénéiser.
4. Compléter à l'eau distillée jusqu'au trait de jauge, en terminant goutte à goutte.
5. Boucher puis homogénéiser par retournements successifs.