

**TS3 - Physique-Chimie**  
**Devoir en classe n°8 - Durée : 2h**  
**Proposition de correction**

<b>EXERCICE I : PROTONS ÉNERGÉTIQUES – 8 points</b>
---

**1. LE PROTON**

- 1.1.** L'interaction forte doit compenser les répulsions électrostatiques entre protons de façon à assurer la cohésion des noyaux. Ainsi, il s'agit d'une force attractive et plus intense que l'interaction électrique.
- 1.2.** Soit  $e$  la charge d'un proton, constitué de deux quarks up de charge  $q_u$  et d'un quark down de charge  $q_d$ . On a alors :  $e = 2 \cdot q_u + q_d$ . Or  $q_d = -\frac{e}{3}$  d'où  $e = 2 \cdot q_u - \frac{e}{3}$  soit  $2 \cdot q_u = \frac{4}{3}e$  et enfin la charge d'un quark up est :  $q_u = \frac{2}{3}e$ .

**2. LES PROTONS COSMIQUES**

- 2.1.** Pour une vitesse égale à  $0,10 \cdot c$ , on peut encore tout juste utiliser la relation du document IV :  $E_c = \frac{m \cdot v^2}{2} = \frac{1,673 \cdot 10^{-27} \times (0,10 \times 3,00 \cdot 10^8)^2}{2} = 7,5 \cdot 10^{-13} \text{ J} = 4,7 \text{ MeV}$
- 2.2.** D'après la question précédente, les protons les plus rapides qui ne soient pas relativistes ont une énergie de 4,7 MeV. Or les protons cosmiques ont une énergie très supérieure à cette valeur : entre 100 MeV et 10 GeV. Ainsi, les protons cosmiques sont tous relativistes.
- 2.3.** Longueur d'onde des protons
- 2.3.1.** Valeur de la quantité de mouvement  $p$  d'un proton dont la vitesse vaut  $0,10 \cdot c$  :  
$$p = m \cdot v = 1,673 \cdot 10^{-27} \times (0,10 \times 3,00 \cdot 10^8) = 5,0 \cdot 10^{-20} \text{ kg} \cdot \text{m} \cdot \text{s}^{-1}$$
- 2.3.2.** Longueur  $\lambda$  associée à un tel proton :  $\lambda = \frac{h}{p} = \frac{6,62 \cdot 10^{-34}}{5,0 \cdot 10^{-20}} = 1,3 \cdot 10^{-14} \text{ m} = 130 \text{ pm}$

**3. LA PROTONTHÉRAPIE**

- 3.1.** La tumeur doit se situer là où les protons déposent le maximum d'énergie donc là où la dose relative est maximale. C'est donc au niveau du pic de Bragg, soit à une profondeur de 16 cm, que doit se situer la tumeur pour une efficacité maximale de la protonthérapie.
- 3.2.** L'« art de la radiothérapie » consiste à déposer le maximum d'énergie dans une zone la plus localisée possible et à préserver les cellules saines en évitant que les rayons utilisés ne déposent trop d'énergie sur leur trajet. Ainsi, c'est la protonthérapie qui respecte le mieux ces conditions, les protons déposant relativement peu d'énergie au début de leur parcours dans l'organisme alors qu'ils déposent une énergie conséquente dans une zone très limitée autour du pic de Bragg.

## EXERCICE II : ACIDE FORT, ACIDE FAIBLE ? – 12 POINTS

### 1. ÉTUDE D'UN ACIDE FORT

**1.1.** Pour une solution d'acide fort de concentration  $c$ , on sait que  $pH = -\log c$ . Pour une solution diluée 10 fois de cet acide fort, la concentration devient égale à  $c' = \frac{c}{10}$  et donc le  $pH'$  peut se calculer par  $pH' = -\log c' = -\log\left(\frac{c}{10}\right) = -\log c + \log 10 = pH + 1$ . Pour une solution d'acide fort diluée au  $\frac{1}{10}$ , le  $pH$  doit donc augmenter d'une unité. D'après le tableau de l'énoncé, c'est le cas pour la solution  $S_2$  dont le  $pH$  passe de 1,5 à 2,5 lors de la préparation de  $S_4$ . L'acide  $HA_2$  de la solution  $S_2$  est donc un acide fort.

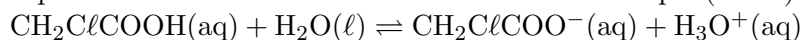
**1.2.** Concentration de  $HA_2$  dans  $S_2$  :  $c(HA_2) = [H_3O^+]_2 = 10^{-pH_2} = 10^{-1,5} = 3,2 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

**1.3.** Pour préparer une solution par dilution avec un facteur de dilution de 10, il faut choisir de la verrerie jaugée et notamment une pipette jaugée de contenance 10 fois moindre par rapport à la fiole jaugée. On choisit donc la pipette jaugée de 5,0 mL et la fiole jaugée de 50,0 mL.

Prélever 5,0 mL de solution  $S_1$  à l'aide d'une pipette jaugée de 5,0 mL et les introduire dans une fiole jaugée de 50,0 mL. Ajouter de l'eau distillée jusqu'aux deux tiers, boucher et agiter la fiole. Compléter la fiole à l'eau distillée jusqu'au trait de jauge et agiter une dernière fois pour homogénéiser.

### 2. ÉTUDE D'UN ACIDE FAIBLE

**2.1.** Équation de la réaction de l'acide monochloroacétique (faible) avec l'eau :



**2.2.** Expression de la constante d'équilibre de cette réaction, appelée constante d'acidité du couple  $\text{CH}_2\text{ClCOOH}(\text{aq})/\text{CH}_2\text{ClCOO}^-(\text{aq})$  :

$$K_A = \frac{[\text{CH}_2\text{ClCOO}^-]_{\text{eq}} \times [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}}{[\text{CH}_2\text{ClCOOH}]_{\text{eq}}}$$

Plus  $K_A$  est grande, plus l'acide est fort et plus l'acide est dissocié (ou ionisé).

**2.3.** Par définition  $\alpha = \frac{n_{\text{ionisées}}(\text{CH}_2\text{ClCOOH})}{n_0(\text{CH}_2\text{ClCOOH})} = \frac{n(\text{CH}_2\text{ClCOO}^-)}{n_0(\text{CH}_2\text{ClCOOH})} = \frac{n(\text{H}_3\text{O}^+)}{n_0(\text{CH}_2\text{ClCOOH})}$   
d'après l'équation de la réaction. Ainsi, on a  $\alpha = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \times V}{c \times V} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{c}$ .

$$\text{Avant dilution : } \alpha_1 = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_1}{c_1} = \frac{10^{-pH_1}}{c_1} = \frac{10^{-2,3}}{2,5 \cdot 10^{-2}} = 0,20 = 20\%$$

$$\text{Après dilution : } \alpha_3 = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_3}{c_3} = \frac{10^{-pH_3}}{c_1/10} = \frac{10^{-2,9}}{2,5 \cdot 10^{-3}} = 0,50 = 50\%$$

Conclusion : plus un acide faible est dilué, plus cet acide est ionisé (ou dissocié).

### 3. DÉTERMINATION DU POURCENTAGE D'ESPÈCES DANS UNE SOLUTION

- 3.1. D'après le diagramme de prédominance d'un couple acide/base, on sait que plus le  $pH$  diminue, plus la forme acide du couple prédomine et, inversement, plus le  $pH$  augmente, plus la forme basique du couple prédomine. Ainsi, pour les  $pH$  les plus faibles, c'est la forme acide qui est majoritaire donc la courbe 2 correspond à l'acide  $\text{CH}_2\text{ClCOOH}$  alors que la courbe 1 correspond à sa base conjuguée  $\text{CH}_2\text{ClCOO}^-$ .
- 3.2. D'après la relation  $pH = pK_A + \log \left( \frac{\text{CH}_2\text{ClCOO}^-}{\text{CH}_2\text{ClCOOH}} \right)$ ,  $pH = pK_A$  lorsque les deux espèces, acide et base, sont présentes en même concentration (donc en même quantité dans un volume donné). Ainsi, pour  $pH = pK_A$ , on a 50% de chaque espèce. Une lecture graphique de l'abscisse du point d'intersection (d'ordonnée 50%) des deux courbes donnent donc  $pK_A = 2,9$ .
- 3.3. Pour  $pH = 3,5$ , on détermine graphiquement que le pourcentage de  $\text{CH}_2\text{ClCOOH}$  est de 20% et celui de  $\text{CH}_2\text{ClCOO}^-$  de 80%.

### 4. COMPARAISON DU PH DE DEUX SOLUTIONS DILUÉES

- 4.1. Calcul de la concentration de la solution diluée :  $c_i \cdot V_i = c_f \cdot V_f$  d'où  $c_f = \frac{c_i \cdot V_i}{V_f}$  ce qui donne, pour la solution diluée :  $c_f = \frac{2,5 \cdot 10^{-2} \times 0,50 \cdot 10^{-3}}{2,0} = 6,3 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
- 4.2. Pour un monoacide fort à cette même concentration, on aurait :  $pH = -\log c = -\log (6,3 \cdot 10^{-6})$  soit  $pH = 5,2$ . À ces concentrations très faibles, l'acide faible se comporte donc comme un monoacide fort puisque l'on trouve la même valeur de  $pH$  dans les deux cas.

### 5. COMPARAISON DE COEFFICIENTS D'IONISATION

- 5.1. On sait que plus le  $pK_A$  d'un couple est faible, plus l'acide du couple est fort. Ainsi, les valeurs des  $pK_A$  étant fournis sur le **document 2**, on a, par ordre de force croissante :



- 5.2. Résultats obtenus lors de la dilution de l'acide monochloroacétique :  $\alpha(S_1) = 0,20$ ,  $\alpha(S_3) = 0,50$  et  $\alpha(S_3 \text{ diluée}) = 1,0$  puisque dans cette dernière solution, cet acide faible se comporte comme un acide fort. Ainsi, d'après ces résultats, plus la dilution augmente, plus le coefficient  $\alpha$  augmente. Cela est bien en accord avec les courbes du **document 2** qui montrent que  $\alpha$  augmente quand  $-\log c$  augmente, donc lorsque  $\log c$  diminue, autrement dit, lorsque  $c$  diminue.

En outre, on voit bien pour cet acide que  $\alpha$  tend vers 1 lorsque  $c$  tend vers 0, ce qui est conforme aux résultats de la question 4.2.

- 5.3. « Tout monoacide faible fortement dilué se comporte comme un monoacide fort » : cette affirmation n'est vraie que si le  $pK_A$  du couple n'est pas trop élevé (typiquement pour  $pK_A < 6$ ). En effet, on voit que les acides hypochloreux et cyanhydrique, par exemple, de  $pK_A$  élevés, présentent un coefficient d'ionisation qui ne tend jamais vers 1. Ces acides faibles ne se comportent donc pas comme un acide fort, même à très forte dilution.