

## Chimie générale I pour sciences de la Vie

### Exercices supplémentaires

**Exercice S1** : On peut estimer la *masse moyenne* d'un résidu d'acide aminé dans une protéine à environ 110 daltons. Pour les protéines suivantes, calculer le nombre d'acides aminés qu'elles renferment:

Protéine	Origine	Masse moléculaire (Da)
Hémoglobine	homme	65 000
Tyrosinase	champignon	120 000
Alcool déshydrogénase	cheval	40 000
Xanthine oxydase	lait	275 000
Parvalbumine	muscle	11500

### Exercice S2

Soient les données suivantes :  $I(\text{Na}) = +496 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ ,  $AE(\text{Br}) = -324 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ ,  $E_{\text{crist}}(\text{NaBr}) = -269 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ ,  $E_{\text{diss}}(\text{Br}_2) = 193 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ ,  $E_{\text{vap}}(\text{Na}) = 97 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ . Calculer :

- L'énergie nécessaire ou dégagée pour former  $\text{Na}^+(\text{g})$  et  $\text{Br}^-(\text{g})$  à partir de  $\text{Na}(\text{s})$  et  $\text{Br}_2(\text{g})$ .
- L'énergie de Coulomb dans la molécule  $\text{Na}^+\text{Br}^-(\text{g})$ . On admet que la distance Na-Br vaut 291 pm.
- La variation d'énergie de la réaction  $\text{Na}(\text{s}) + \frac{1}{2} \text{Br}_2(\text{g}) \rightarrow (\text{NaBr})_{\text{crist}}$ .

### Exercice S3

Equilibrer la réaction suivante entre le fluoroapatite et l'acide sulfurique:



Dans l'industrie, cette réaction est effectuée à l'échelle de millions de tonnes par année pour obtenir de l'acide phosphorique utilisé dans la synthèse des engrais. Quelle masse d'acide sulfurique faut-il pour faire réagir une tonne de fluoroapatite ?

### Exercice S4

On ajoute de l'éthylènediamine tetra-acétate sous la forme de son sel de sodium,  $\text{Na}_2\text{H}_2\text{edta}$ , à une solution de phosphate de calcium,  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  dont le produit de solubilité  $K_S$  vaut  $2,1 \times 10^{-33} \text{ M}^5$ . La constante de formation de  $[\text{Ca}(\text{edta})]^{2+}$  vaut  $\log K_f = 10,7$ . Calculez la constante de formation à partir de  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2(\text{s})$ . Dites ce qui va se passer et combien de grammes de calcium peuvent être dissous par 0,1 mole de  $\text{Na}_2\text{H}_2\text{edta}$ .

### Exercice S5

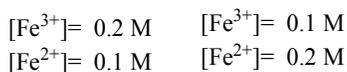
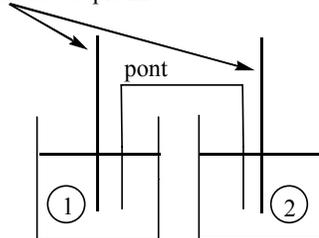
Le carbonate de magnésium  $\text{MgCO}_3$  est peu soluble dans l'eau ( $K_s = 3,5 \times 10^{-8} \text{ M}^2$ ).

- Si la concentration de  $\text{CO}_3^{2-}$  est de  $10^{-4} \text{ M}$ , quelle est la concentration maximale de  $\text{Mg}^{2+}$  dans une solution en équilibre avec  $\text{MgCO}_3(\text{s})$  ?

- Le nitrilotriacétate  $(\text{N}(\text{CH}_2\text{CO}_2)_3)^{3-}$ , NTA) forme avec  $\text{Mg}^{2+}$  un complexe dont la constante de stabilité  $\log K_f$  vaut 6,5. Calculer le rapport  $[\text{Mg}(\text{NTA})]/[\text{NTA}^{3-}]$  si la concentration de  $[\text{Mg}^{2+}]$  est celle calculée dans la première partie.
- Si la concentration totale de NTA ( $[\text{Mg}(\text{NTA})] + [\text{NTA}^{3-}]$ ) est  $10^{-3}\text{M}$ , calculer la concentration de  $[\text{Mg}(\text{NTA})]$ .

### Exercice S6

électrodes de platine



Deux électrodes de platine plongent dans deux béchers reliés entre eux par un pont électrochimique.

1/ Calculer la force électromotrice et préciser la polarité des deux électrodes.

2/ On relie les deux électrodes par un fil conducteur. Calculer la concentration de chaque espèce présente dans les béchers à l'équilibre

### Exercice S7

L'azométhane  $\text{H}_3\text{CN}_2\text{CH}_3$  se décompose en éthane et azote selon une cinétique de premier ordre. La constante de vitesse vaut  $1,925 \times 10^{-4} \text{ s}^{-1}$  à  $300^\circ\text{C}$ . Calculez le temps de demi vie. Si l'on part de 0,64 mole d'azométhane, combien en reste-t-il après 1h, après 4h et après 10h ?

### Exercice S8

Le déclin de luminescence d'une sonde analytique contenant  $\text{Eu}^{3+}$  est une monoexponentielle décroissance. Le temps de vie de l'état excité est 1 ms. Quelle fraction d'intensité de luminescence reste-t-il après 3 ms ?

### Exercice S9

Pour qu'une eau soit propre à la consommation, elle ne doit pas contenir plus de  $250 \text{ mg}\cdot\text{L}^{-1}$  d'ions chlorures. La méthode de dosage des ions chlorures consiste à utiliser une solution de nitrate d'argent  $\text{AgNO}_3$  (à  $\text{pH} = 7$ ) de concentration connue, en présence d'un indicateur adéquat.

1/ Calculer la concentration des ions  $\text{Cl}^-$  dans une solution saturée de chlorure d'argent, ainsi que sa solubilité, connaissant le produit de solubilité de  $\text{AgCl}$ ,  $K_s = 1,78 \cdot 10^{-10} \text{ M}^2$

2/ On prélève un échantillon de 50 mL d'eau du robinet, et on observe la fin du titrage après addition de 9,2 mL d'une solution de nitrate d'argent de concentration  $1,25 \cdot 10^{-2} \text{ M}$ . Cette eau est-elle bonne à la consommation ?

Données :

### Exercice S10

A 10 mL d'une solution d'ions ferriques  $\text{Fe}^{3+} 10^{-3} \text{ M}$  on ajoute successivement 10 mL d'une solution d'ions thiocyanate  $\text{SCN}^- 10^{-3} \text{ M}$  (la solution devient rouge), puis 10 mL d'une solution d'ions fluorure  $\text{F}^- 10^{-3} \text{ M}$  (la solution devient incolore) et enfin 10 mL d'une solution  $10^{-3} \text{ M}$  d'acide tartrique  $\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_6$  dont la structure est données ci-contre (la solution devient jaune).

1/ Expliquer et justifier les équilibres mis-en jeu.

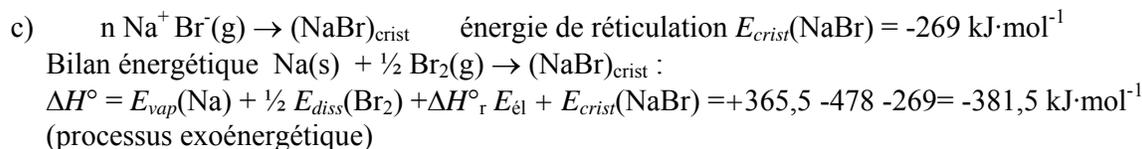
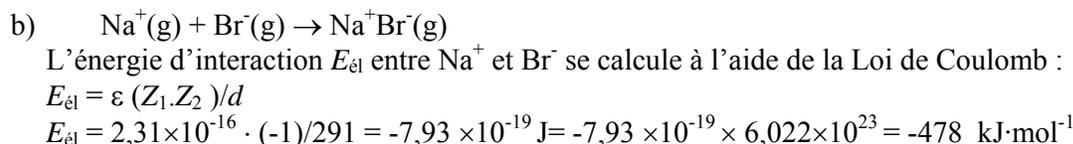
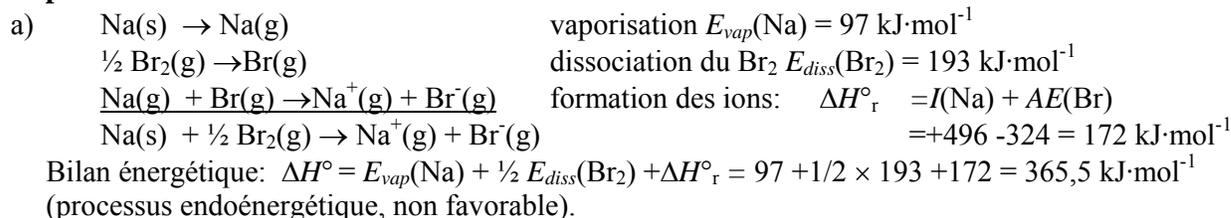
2/ Que se passerait-il si on avait initialement introduit 10 mL d'une solution de  $\text{H}_2\text{EDTA}^{2-}$  ?

On donne :  $[\text{Fe}(\text{SCN})]^{2+} \text{ p}K_{D1} = 3,1$  ;  $[\text{FeF}]^{2+} \text{ p}K_{D2} = 5,2$  ;  $[\text{Fe}(\text{C}_4\text{H}_4\text{O}_6)]^+ \text{ p}K_{D3} = 7,4$  ;  $[\text{Fe}(\text{EDTA})]^- \text{ p}K_{D4} = 25,1$

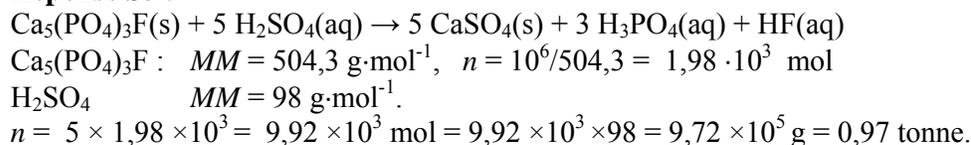
# Réponses

**Réponse S1 :** Hémoglobine : 591  
 Tyrosinase : 1091  
 Alcool déshydrogénase : 364  
 Xanthine oxydase : 2500  
 Parvalbumine : 105

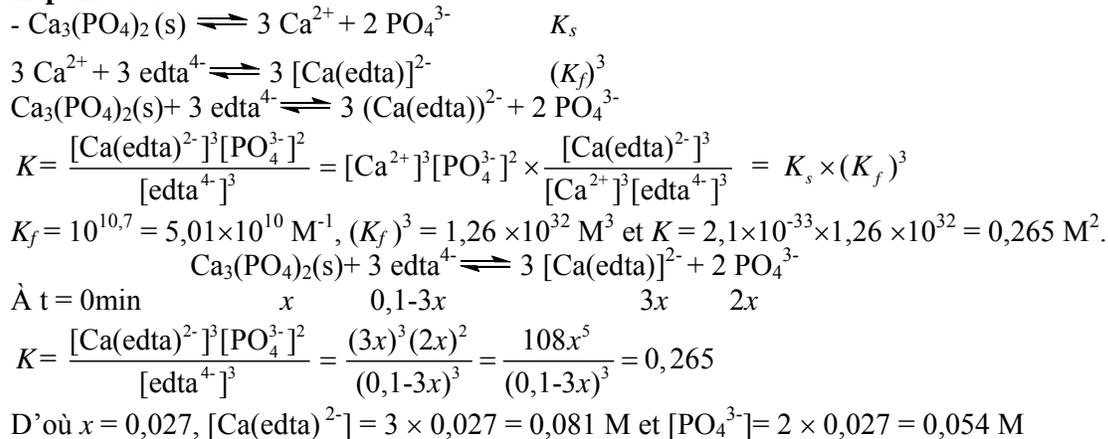
**Réponse S2 :**



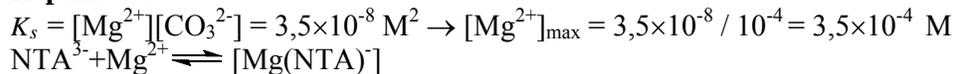
**Réponse S3 :**



**Réponse S4 :**



**Réponse S5 :**



$$K_f = \frac{[\text{Mg(NTA)}^-]}{[\text{NTA}^{3-}][\text{Mg}^{2+}]} \text{ d'où } \frac{[\text{Mg(NTA)}^-]}{[\text{NTA}^{3-}]} = K_f \times [\text{Mg}^{2+}] = 10^{+6,5} \times 3,5 \times 10^{-4} = 1,11 \times 10^3$$

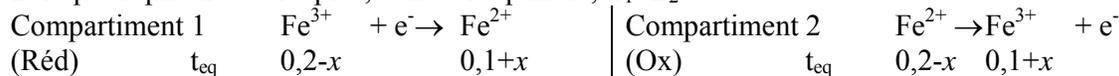
$$([\text{Mg(NTA)}^-] + [\text{NTA}^{3-}]) = 10^{-3} \text{ M d'où } [(\text{MgNTA})^-] = 10^{-3} / (1 + 1/1,11 \times 10^3) = 10^{-3} \text{ M.}$$

**Réponse S6 :**

Electrode positive:  $E = E^\circ + 0,06 \log[\text{Fe}^{3+}]/[\text{Fe}^{2+}] = E^\circ + 0,018$

Electrode negative:  $E = E^\circ - 0,018$  f.e.m  $E = E_1 - E_2 = 0,036 \text{ V}$

Lorsque la pile ne débite plus, donc à l'équilibre,  $E_1 = E_2$



$$E_1 = E_2 \rightarrow E^\circ + 0,06 \log((0,2-x)/(0,1+x)) = E^\circ + 0,06 \log((0,1+x)/(0,2-x))$$

$$(0,2-x)^2 = (0,1+x)^2 \text{ d'où } x = 0,05 \text{ et } [\text{Fe}^{3+}] = [\text{Fe}^{2+}] = 0,15 \text{ M.}$$

**Réponse S7 :**

$$t_{1/2} = \frac{\ln 2}{k} = \frac{0,693}{1,925 \times 10^{-4} \text{ s}} = 3600 \text{ s} = 1 \text{ h}$$

après 1 h, il reste  $n_0 / 2 = 0,64 / 2 = 0,32 \text{ mol}$

après 4 h, il reste  $n_0 / 2^4 = 0,64 / 16 = 0,04 \text{ mol}$

après 10 h, il reste  $n_0 / 2^{10} = 0,64 / 1024 = 6,25 \times 10^{-4} \text{ mol}$

**Réponse S8 :**

$$I = I_0 \times \frac{1}{e^3} = \frac{I_0}{(2,73)^3} = \frac{I_0}{20,35} = 0,049 I_0$$

**Réponse S9 :**

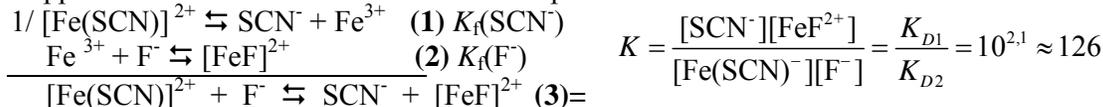
1/  $s = [\text{Ag}^+] = [\text{Cl}^-]$  et  $K_s = s^2 \rightarrow s = [\text{Cl}^-] = 1,33 \cdot 10^{-5} \text{ M}$

2/ à l'équivalence,  $n(\text{Ag}^+) = n(\text{Cl}^-) = 1,25 \cdot 10^{-2} \times 9,2 \cdot 10^{-3} = 1,15 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \rightarrow [\text{Cl}^-] = 1,15 \cdot 10^{-4} / 50 \cdot 10^{-3} = 2,3 \cdot 10^{-3} \text{ M}$

Teneur autorisée en ions chlorures :  $250 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$  soit  $250 \cdot 10^{-3} / 35,45 = 7,04 \cdot 10^{-3} \text{ M} \rightarrow$  eau bonne à la consommation

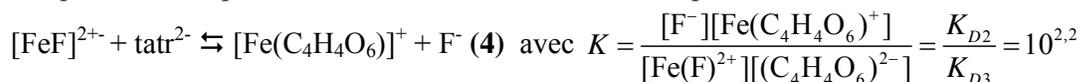
**Réponse S10 :**

Rappel : les constantes de dissociation correspondent à l'inverse des constantes de formation.



(2)- (1)

L'équilibre est déplacé en faveur de la formation du complexe avec les ions fluorures.



L'équilibre est déplacé en faveur de la formation du complexe avec les ions tartrates (obtenus par déprotonation de l'acide tartrique).

2/ L'EDTA est un complexant plus puissant que les autres ions cités, donc le seul complexe présent en solution sera  $[\text{Fe(EDTA)}]^-$ .