



TUTORAT UE BCM 2014-2015 - Chimie Générale

Séance n°2 – Semaine du 09/03/2015

Solubilité - équilibre redox Pr J.NURIT

Séance préparée par Alice CHABERT, Mathilde DALLE, Justine FARAMIA, Lucas PAGES, Justine PERRIN, Alice ROUANET, Jennifer SAURA (ATP)

QCM n°1 Nous souhaitons préparer une solution aqueuse saturée d'hydroxyde de calcium Ca(OH)_2 .

Données : $MM_{\text{Ca(OH)}_2} = 74 \text{ g.mol}^{-1}$

Solubilité $s_{\text{Ca(OH)}_2} = 0,02 \text{ mol.L}^{-1}$

- A. Une augmentation de la température fait varier le produit de solubilité.
- B. Le produit de solubilité K_s s'écrit $K_s = [\text{Ca}^{2+}] \times 2 [\text{OH}^-]$.
- C. Le produit de solubilité K_s est égal à $3,2 \cdot 10^{-5}$.
- D. La concentration en Ca^{2+} dans la solution est de $0,02 \text{ mol.L}^{-1}$.
- E. La solubilité de Ca(OH)_2 est égale à $3,7 \text{ g.L}^{-1}$.
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

QCM n°2 : Concernant l'effet d'ion commun :

- A. Il s'agit de l'effet qui se produit lorsqu'un solide ionique se dissout dans une solution qui contient déjà l'un des ions que celui-ci peut libérer.
- B. La solubilité du solide ionique est traduite par la concentration à l'équilibre de l'ion qui est déjà présent dans la solution de départ.
- C. L'effet d'ion commun tend à favoriser l'équilibre de dissolution du solide ionique dans le sens 2
- D. La solubilité du solide ionique est augmentée lorsqu'un ion commun est présent dans la solution.
- E. La solubilité (s) du chlorure d'argent dans une solution aqueuse de sérum physiologique sera inchangée
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses

QCM n°3 : A température ambiante on place, jusqu'à saturation du sulfure ferreux dont le produit de solubilité K_s est de 10^{-18} dans l'eau pure.

Données : $MM_{\text{Fe}} = 55 \text{ g.mol}^{-1}$ et $MM_{\text{S}} = 32 \text{ g.mol}^{-1}$

- A. La solubilité du sulfure de fer est de $10^{-9} \text{ mol.L}^{-1}$.
- B. La solubilité du sulfure de fer est de $8,7 \cdot 10^{-8} \text{ g.L}^{-1}$.
- C. Si on double le volume d'eau pure, alors la solubilité du sulfure de fer va doubler.

Dans 1 L d'une solution de sulfure d'hydrogène (H_2S) totalement dissout à la concentration de $10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$, on ajoute 0,1 g de sulfure de fer de nouvelle solubilité s' (s' négligeable devant la concentration en sulfure d'hydrogène).

- D. L'équilibre est favorisé dans le sens de la dissolution.
- E. La solubilité s' est égale à $8,7 \cdot 10^{-3} \text{ g.L}^{-1}$.
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

QCM n°4 : On place 5 g d'hydroxyde de magnésium dans 1 L d'eau.

Donnée : $pK_s = 10,9$.

- A. Il s'établit alors l'équilibre de dissolution : $Mg(OH)_2(s) \rightleftharpoons Mg^{2+}_{(aq)} + 2 OH^{-}_{(aq)}$.
- B. La solubilité de l'hydroxyde de magnésium est de $3,1 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
- C. A l'équilibre, le pH de cette solution est égal à $\log(2s)$.
- D. Une diminution du pH favorise la dissolution (sens 1).
- E. L'ajout de soude favorise la dissolution (sens 1).
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

QCM n°5 : Un malade souffre d'un calcul rénal de masse $m = 0,438 \text{ g}$, on suppose que le calcul est composé uniquement de CaC_2O_4 ($pK_s = 8,44$; masse molaire = $128 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$)

- A. La solubilité s , de CaC_2O_4 est de $6 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
- B. Il faudra au minimum 157 L d'eau pour dissoudre ce calcul.
- C. Il faudra au minimum 57 L d'eau pour dissoudre ce calcul.
- D. Le produit de solubilité, K_s est égal à s^2 .
- E. Si la solution contient déjà du $CaCl_2$, la solubilité de CaC_2O_4 va augmenter.
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

QCM n°6 : Concernant le degré d'oxydation :

- A. Le degré d'oxydation (DO) est toujours un nombre entier positif ou nul.
- B. Le DO de l'hydrogène dans $NaBH_4$ est de -1 .
- C. Le DO des corps simples comme O_2 ou Fe est nul.
- D. Le DO du soufre dans l'ion SO_4^{2-} est de $+IV$.
- E. Le DO du manganèse (Mn) dans MnO_4^{2-} est maximal c'est-à-dire qu'il est égal à $+VII$.
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

QCM n°7 : Soit une pile constituée de deux cellules électrochimiques. La première cellule comprend une lame de cuivre baignant dans une solution de sulfate cuivre où l'on titre $[Cu^{2+}] = 0,5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. La deuxième cellule comprend une lame de zinc baignant dans une solution de sulfate de zinc où l'on titre $[Zn^{2+}] = 0,5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Ces deux cellules sont reliées entre elles par un pont salin et un fil de métal conducteur. La réaction d'oxydo-réduction a lieu.

Données : $E^\circ (Cu^{2+}/Cu) = +0,52V$ et $E^\circ (Zn^{2+}/Zn) = -0,76V$ $F = 96500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$

- A. La réaction mise en jeu spontanément est : $Cu + Zn^{2+} \rightleftharpoons Zn + Cu^{2+}$.
- B. Le pôle (+) correspond à la lame de zinc et le pôle (-) à la lame de cuivre.
- C. La force électromotrice de la pile dans ces conditions est de $3,2 \text{ V}$.
- D. La variation d'enthalpie libre standard est égale à 247 kJ .
- E. La constante d'équilibre de la réaction est de l'ordre de 10^{42} (à la puissance près).
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

QCM n°8 : Soit une pile formée, par les deux couples suivants :

A^{2+}/A (couple 1 de $E^\circ_1 = 0,5 \text{ V}$) et B/B^- (couple 2 de $E^\circ_2 = -0,2 \text{ V}$)

Donnée : $F = 96500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$

- A. La réaction de réduction de A^{2+} est caractérisée par $\Delta_r G^\circ_1 = +n_1 \cdot F \cdot E^\circ_1$ (avec $n_1 = 2$).
- B. La réaction d'oxydation de B est caractérisée par $\Delta_r G^\circ_2 = -n_2 \cdot F \cdot E^\circ_2$ (avec $n_2 = 1$).
- C. La réaction globale d'oxydoréduction est caractérisée par $\Delta_r G^\circ = \Delta_r G^\circ_1 - 2 \Delta_r G^\circ_2$.
- D. Au temps t_0 , la fem de la pile est positive.
- E. La constante d'équilibre de la réaction est de l'ordre de 10^{23} (à la puissance près).
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

QCM n°9 : Soit les 3 couples redox suivant ainsi que leur potentiel standard E° associés :

Couple 1 : $E^\circ (\text{MnO}_2/\text{Mn}^{2+}) = +1,23 \text{ V}$

Couple 2 : $E^\circ (\text{CO}_2/\text{HCOOH}) = -0,11 \text{ V}$

Couple 3 : $E^\circ (\text{H}_3\text{PO}_4/\text{H}_3\text{PO}_3) = -0,28 \text{ V}$

- A. MnO_2 est le réducteur du couple 1, et le manganèse a pour degré d'oxydation +IV.
- B. On peut faire réagir spontanément Mn^{2+} avec H_3PO_4 , en milieu basique. L'équation bilan sera :
 $\text{Mn}^{2+} + \text{H}_3\text{PO}_4 + 2 \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{MnO}_2 + \text{H}_3\text{PO}_3 + \text{H}_2\text{O}$.
- C. En milieu acide, la réaction entre les couples 1 et 2 est :
 $2 \text{MnO}_2 + \text{CO}_2 + 6 \text{H}^+ \rightleftharpoons 2 \text{Mn}^{2+} + \text{HCOOH} + 2 \text{H}_2\text{O}$.
- D. La réaction entre MnO_2 et HCOOH s'accompagne d'un échange global de 2 électrons.
- E. Spontanément, on ne pourra pas faire réagir du CO_2 avec du H_3PO_3 car ils ont tous deux des potentiels standard négatifs.
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

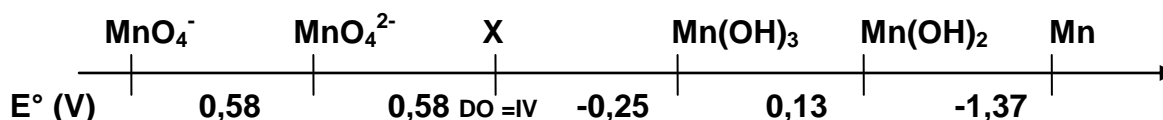
QCM n°10 : Soit les 2 couples redox suivant ainsi que leur potentiel standard E° associés :

Couple 1 : $E^\circ (\text{HCOOH}/\text{HCHO}) = -0,03 \text{ V}$

Couple 2 : $E^\circ (\text{CO}_2/\text{HCOOH}) = -0,11 \text{ V}$

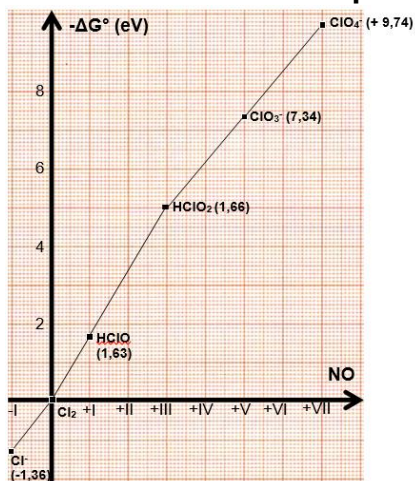
- A. La réaction va avoir lieu entre le CO_2 et HCHO .
- B. Le degré d'oxydation de HCOOH est de +III dans le couple 1 est de +I dans le couple 2.
- C. En milieu basique, pour le couple 1, il faudra ajuster les charges de la demi-équation d'oxydoréduction à l'aide d'une mole de protons.
- D. En milieu acide, pour le couple 2, il faudra ajuster les charges de la demi-équation d'oxydoréduction à l'aide d'une mole d'ion hydroxyde.
- E. L'équation bilan, en milieu acide, est : $2 \text{HCOOH} \rightarrow \text{HCHO} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$. Il s'agit d'une équation de dismutation.
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

QCM n°11 : Concernant le diagramme de Latimer du Manganèse en sachant que l'on travaille à $\text{pH} = 14$ et que X est une molécule :



- A. L'espèce X peut être MnO_2 .
- B. $\Delta_r G^\circ (\text{MnO}_4^-/\text{X}) = \Delta_r G^\circ (\text{MnO}_4^-/\text{MnO}_4^{2-}) + \Delta_r G^\circ (\text{MnO}_4^{2-}/\text{X})$.
- C. $E^\circ (\text{MnO}_4^-/\text{X}) = E^\circ (\text{MnO}_4^-/\text{MnO}_4^{2-}) + E^\circ (\text{MnO}_4^{2-}/\text{X})$.
- D. Le potentiel standard du couple $\text{MnO}_4^{2-}/\text{Mn(OH)}_3$ vaut environ $-0,30 \text{ V}$.
- E. L'équation du couple $\text{MnO}_4^-/\text{Mn(OH)}_2$ met en jeu un nombre pair d'électrons.
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

QCM n°12 : On établit sur le papier millimétré agrandi ci-dessous le diagramme de Frost des divers degrés d'oxydation de l'atome de chlore à pH = 0.



- A. Les ions Cl^- se comportent comme des réducteurs vis-à-vis de H_2 .
- B. HClO_2 se comporte comme un réducteur vis-à-vis de H_2 .
- C. Le potentiel d'électrode standard du couple $\text{HClO}_2/\text{Cl}^-$ est proche de -1,59 V.
- D. La réaction $\text{HClO} + \text{HClO}_3 \rightarrow 2 \text{HClO}_2$ est thermodynamiquement possible dans le sens 1.
- E. Une variation de pH peut modifier l'allure d'un tel graphe.
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.