

TD13 : Introduction à l'Etude de Réactions Chimiques

Compétence 1 : Equilibrer des équations bilans

Exercice 1 : Equations bilan et coefficients stoechiométriques

Equilibrer les réactions bilans suivantes. Rappeler la règle à respecter.

Exemples de combustion :

- Ethanol : $__ CH_3CH_2OH + __ O_2 \rightarrow __ CO_2 + __ H_2O$
- Propane : $__ C_3H_8 + __ O_2 \rightarrow __ CO_2 + __ H_2O$
- Sulfure d'hydrogène : $__ H_2S + __ O_2 \rightarrow __ SO_2 + __ H_2O$

Attaque par l'acide :

- Fer : $__ Fe + __ H^+ = __ Fe^{2+} + __ H_2$
- Calcaire : $__ CaCO_3 + __ H^+ = __ Ca^{2+} + __ CO_2 + __ H_2O$

La rouille (oxydation du fer) :

- Une des réactions : $__ Fe + __ O_2 = __ Fe_2O_3$
- Une autre réaction : $__ Fe + __ H_2O = __ Fe(OH)_3 + __ H_2$

Quelques autres réactions :

- $__ SO_2 + __ O_2 = __ SO_3$
- $__ CuO + __ C = __ Cu + __ CO_2$
- $__ C_2H_2 + __ O_2 = __ C + __ H_2O$
- $__ NH_3 + __ H_2O = __ NH_4^+ + __ HO^-$
- $__ H_2O_2 + __ I^- + __ H_3O^+ = __ I_2 + __ H_2O$
- $__ MnO_4^- + __ H_2C_2O_4 + __ H^+ = __ Mn^{2+} + __ CO_2 + __ H_2O$
- $__ H_2O_2 + __ I^- + __ H_3O^+ = __ I_2 + __ H_2O$
- $__ C_6H_5Cl + __ O_2 = __ CO_2 + __ H_2O + __ HCl$
- $__ Cl_2 + __ NH_4OH = __ NH_4Cl + __ H_2O + __ N_2$

Compétence 2 : Construire un tableau d'avancement (et trouver le réactif limitant)

Exercice 2.1 : Combustion du magnésium

Dans un flacon à combustion on fait brûler un ruban de magnésium de masse $m = 486$ mg avec un volume $V = 12$ L de dioxygène.

- Déterminer les quantités de matière de dioxygène et de magnésium présentes à l'état initial.
- Compléter le tableau d'avancement traduisant les états du système : initial, intermédiaire, final.

On donne l'équation de la réaction : $2Mg_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow 2MgO_{(s)}$

- Déterminer l'avancement maximal. Quel est le réactif limitant ?
- En déduire la masse de magnésium restant, le volume de dioxygène restant, et la masse de magnésie MgO formée.

Données : Volume molaire = 24 L.mol⁻¹, M(O) = 16 g.mol⁻¹, M(Mg) = $24,3$ g.mol⁻¹

Exercice 2.2 : Avancement d'une réaction

Soit l'oxydation du dioxyde de Soufre par le dioxygène supposée totale dans les conditions opératoires (P et T fixées, phase gazeuse), d'équation bilan ; $2SO_{2(g)} + O_{2(g)} = 2SO_{3(g)}$

- On part à l'EI d'un mélange équimolaire 1 mol de SO₂ + 1 mol d'O₂. Dresser un tableau d'avancement de réaction à l'instant t. En déduire l'avancement final de réaction ξ_f .
- Même question si l'on part désormais d'un mélange 1 mol de SO₂ + 1 mol d'air.
- Même question si l'on part d'un mélange 2 mol SO₂ + 5 mol d'air.

Compétence 3 : Prévoir l'évolution d'une réaction

Exercice 3.1 : Equilibre en solution aqueuse

Soit une solution aqueuse composée d'ions chlorure Cl^- , d'ions plomb (II) à la concentration $[Pb^{2+}] = 1,85 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$, et d'une mole de chlorure de plomb $PbCl_{2(s)}$ en suspension. Le système est à l'équilibre à 25°C. L'équilibre impliqué d'équation $PbCl_{2(s)} = Pb^{2+}_{(aq)} + 2Cl^-_{(aq)}$ a une constante d'équilibre égale à $K = 2,51 \cdot 10^{-5}$ (si) à 25°C.

1. Quelle est la dimension de la constante d'équilibre ?
2. Cette constante d'équilibre dépend-elle de la composition initiale du système ?
3. Pour un système à l'équilibre, si la T évolue, le système est-il susceptible d'évoluer ?
4. Calculer la concentration en ions chlorure Cl^- .

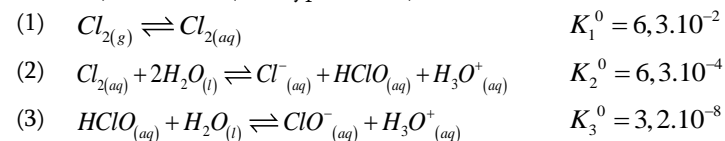
Exercice 3.2 : Evolution d'une réaction acido-basique

Soit l'équilibre acido-basique $CH_3COOH_{(aq)} + HO^-_{(aq)} \rightleftharpoons CH_3COO^-_{(aq)} + H_2O_{(l)}$ de constante d'équilibre $K^0 = 2,00 \cdot 10^9$ à 25°C. On considère une solution aqueuse constituée initialement d'ions acétate à la concentration $[CH_3COO^-]_0 = 0,01 \text{ mol.L}^{-1}$.

1. Exprimer le quotient de réaction et le calculer à l'instant initial.
2. En déduire le sens d'évolution spontané du système.
3. La réaction sera-t-elle avancée ? Calculer les concentrations à l'équilibre, en négligeant l'autoprotolyse de l'eau.

Exercice 3.3 : Chimie du Chlore – Eau de Javel

Le dichlore gazeux se dissout dans l'eau et donne naissance à $Cl_{2(aq)}$, Cl^- (ions chlorure), $HClO$ (acide hypochloreux) ou ClO^- (ion hypochlorite) selon les conditions. On donne à 25°C :



1. Donner l'expression littérale des constantes d'équilibre K_1^0 , K_2^0 et K_3^0 (on rappelle que l'activité d'un gaz est $a = p/p_0$ avec $p_0 = 1 \text{ bar} \approx 10^5 \text{ Pa}$ la pression de référence)
2. On sait que l'eau s'auto-ionise suivant la réaction d'autoprotolyse de constante $K_e = 10^{-14}$. Rappeler la réaction correspondante et l'expression littérale de K_e .
3. En déduire la valeur numérique, en fonction de K_1^0 , K_2^0 , K_3^0 et K_e , de la constante d'équilibre K_4^0 associée à la production de l'eau de Javel par barbotage du dichlore (Cl_2) gazeux dans la soude ($NaOH$) suivant l'équation : $Cl_{2(g)} + 2HO^-_{(aq)} \rightleftharpoons ClO^-_{(aq)} + Cl^-_{(aq)} + H_2O_{(l)}$.
4. En comparant les constantes de réaction K_2^0 , K_3^0 , et K_e , prévoir quelle est la réaction la plus importante. On parle de REACTION PREPONDERANTE. D'où provient essentiellement le H_3O^+ présent en solution ?
5. On produit de l'eau de Chlore en injectant du dichlore (g) dans l'eau, ce qui nous fournit, à saturation, une concentration $[Cl_{2(aq)}] = 6,3 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ stationnaire. Calculer d'après la réaction 2 l'avancement de la réaction et la concentration en $[H_3O^+]$
6. Le pH d'une solution est défini par $pH = -\log[H_3O^+]$. Le calculer et conclure.

Exercice 3.4 : Evolution d'un système

Soit l'oxydation du métal cuivre par une solution d'acide nitrique selon la réaction d'équation $3Cu_{(s)} + 8H_3O^+_{(aq)} + 3NO_3^-_{(aq)} = 3Cu^{2+}_{(aq)} + 2NO_{(g)} + 12H_2O_{(l)}$. La constante d'équilibre vaut $K^0 = 10^{62}$ à 25°C. A un instant $t > 0$, on a $n_{Cu} = 0,1 \text{ mol}$, $[H_3O^+] = 0,01 \text{ mol.L}^{-1}$, $[Cu^{2+}] = 0,02 \text{ mol.L}^{-1}$, $[NO_3^-] = 0,05 \text{ mol.L}^{-1}$, et $P_{NO} = 10 \text{ kPa}$.

1. Calculer le quotient de réaction à l'instant considéré.
2. En déduire le sens d'évolution spontané du système.
3. Comment peut-on qualifier la réaction d'oxydation du cuivre par l'acide nitrique ?