

INTERRO SURPRISE



Je révise, je m'entraîne, je me teste
en quelques minutes par jour

Spécialité

SCIENCES PHYSIQUES ET CHIMIQUES EN LABORATOIRE

- ▶ TOUT LE COURS EN QUESTIONS / RÉPONSES
- ▶ EXERCICES CHRONOMÉTRÉS ET CORRIGÉS

NOUVEAUX
PROGRAMMES



1

COMMENT DÉFINIR ET EXPRIMER LE QUOTIENT DE RÉACTION Q_r ET LA CONSTANTE D'ÉQUILIBRE K_s D'UNE RÉACTION DE DISSOLUTION D'UN SOLIDE ?



On considère un système chimique dans lequel se déroule une transformation non totale dont l'équation est : $\alpha A(aq) + \beta B(aq) \rightleftharpoons \gamma C(aq) + \delta D(aq)$.

► Définition du quotient de réaction

Le quotient de réaction Q_r , à un instant quelconque, a pour expression d'après la

loi de Guldberg et Waage : $Q_r = \frac{[C]^\gamma \cdot [D]^\delta}{[A]^\alpha \cdot [B]^\beta}$

► Remarques

- [A] et [B] sont les concentrations des réactifs en mol.L⁻¹.
- [C] et [D] sont les concentrations des produits en mol.L⁻¹.
- On utilise le chiffre 1 pour les solides et pour l'eau en tant que solvant.

► Calculs

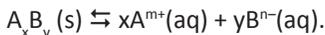
On ne peut le calculer qu'à deux instants précis de la réaction :

► à l'instant initial, $t = 0$: $Q_{r,i} = \frac{[C]_i^\gamma \cdot [D]_i^\delta}{[A]_i^\alpha \cdot [B]_i^\beta}$: quotient de réaction à l'instant initial

► à l'équilibre, $t = t_f$: $Q_{r,eq} = K = \frac{[C]_f^\gamma \cdot [D]_f^\delta}{[A]_f^\alpha \cdot [B]_f^\beta}$: constante d'équilibre.

► Cas d'une dissolution

On considère un solide ionique $A_x B_y$, qui en solution, donne les ions A^{m+} et B^{n-} . Si le solide coexiste avec ses ions, on parle d'équilibre de dissolution. Il s'écrit :



À une température donnée, la constante d'équilibre s'écrit :

$$Q_{r,eq} = K_s = \frac{[A^{m+}]_f^x \cdot [B^{n-}]_f^y}{1} = [A^{m+}]^x \cdot [B^{n-}]^y$$

On lui donne le nom de **constante d'équilibre de solubilité** ou **produit de solubilité** K_s . Sa valeur ne dépend que de la température.



TOP CHRONO

C'est l'interro !

Exercice 1.1 (8 points)

 10 min

Donner les expressions des quotients de réaction des réactions suivantes :

1. $\text{HCO}_2\text{H}(\text{aq}) + \text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{HCO}_2^-(\text{aq}) + \text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}(\text{aq})$.
2. $\text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{F}^-(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{HF}(\text{aq}) + \text{NH}_3(\text{aq})$.
3. $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{Ag}(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Cu}(\text{s}) + 2\text{Ag}^+(\text{aq})$.
4. $2\text{Al}(\text{s}) + 3\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) \rightleftharpoons 3\text{Fe}(\text{s}) + 2\text{Al}^{3+}(\text{aq})$
5. $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{CO}_2^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$
6. $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3(\text{aq}) + \text{CO}_3^{2-}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{C}_3\text{H}_5\text{O}_3^-(\text{aq}) + \text{HCO}_3^-(\text{aq})$.
7. $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6 + \text{HCO}_3^- \rightleftharpoons \text{C}_6\text{H}_7\text{O}_6^- + \text{H}_2\text{CO}_3$
8. $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{H}_3\text{O}^+$.

Exercice 1.2 (8 points)

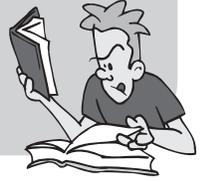
 10 min

Exprimer les K_s des réactions suivantes :

1. $\text{Fe}_2\text{S}_3(\text{s}) \rightleftharpoons 2\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{S}^{2-}(\text{aq})$.
2. $\text{CuO}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{OH}^-(\text{aq})$.
3. $\text{PbCrO}_4 \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + \text{CrO}_4^{2-}(\text{aq})$.
4. $\text{PbI}_2 \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{I}^-(\text{aq})$.
5. $\text{Ag}_2\text{CrO}_4 \rightleftharpoons 2\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{CrO}_4^{2-}(\text{aq})$.
6. $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightleftharpoons 3\text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{PO}_4^{3-}(\text{aq})$.
7. $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightleftharpoons 2\text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$.
8. $\text{Ag}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons 2\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{CO}_3^{2-}(\text{aq})$.

2

COMMENT PRÉVOIR L'APPARITION D'UN PRÉCIPITÉ OU SA DISSOLUTION TOTALE ? COMMENT DÉTERMINER LA SOLUBILITÉ S D'UNE ESPÈCE CHIMIQUE ?



Soit l'équilibre de dissolution suivant : $A_x B_y (s) \rightleftharpoons xA^{m+}(aq) + yB^{n-}(aq)$ et $K = K_s$

► Condition

On calcule le quotient de réaction à l'état initial : $Q_{r,i} = [A^{m+}]_i^x \cdot [B^{n-}]_i^y$
 Il y a trois situations possibles :

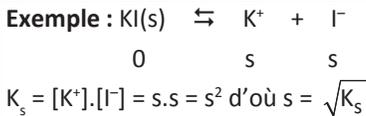
- si $Q_{r,i} < K_s$: il y a évolution dans le sens de formation des produits, et comme le solide n'existe pas au départ, il n'y a pas de précipitation. On parle de dissolution totale. La solution est limpide, non saturée ;
- $Q_{r,i} = K_s$: début de la précipitation. La solution est juste saturée ;
- si $Q_{r,i} > K_s$: il y a évolution dans le sens de formation des réactifs donc le solide se forme : il y a précipitation. La solution est saturée.

► Définition de la solubilité

À une température donnée, la solubilité d'un solide dans un solvant est la quantité maximale de solide que l'on peut dissoudre dans un volume V de solvant. On l'exprime généralement en mol.L^{-1} ou en g.L^{-1} .

► Expression de s en fonction de K_s

- On écrit l'équilibre de dissolution.
- On suppose que la dissolution est maximale et que la quantité de solide ne change plus donc les concentrations sont proportionnelles à s.
- On exprime K_s en fonction des concentrations puis en fonction de s.
- On exprime s en fonction de K_s .



► Influence de la température

Quand la température augmente, K_s augmente donc s augmente.



TOP CHRONO

C'est l'interro !

Exercice 2.1 (4 points)

 5 min

On mélange 10,0 mL d'une solution de nitrate de plomb ($\text{Pb}^{2+} + 2\text{NO}_3^-$) de $c = 3,0 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ avec 10,0 mL d'une solution d'iodure de potassium ($\text{K}^+ + \text{I}^-$) de $c = 1,5 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$.

1. Y a-t-il précipitation de l'iodure de plomb ?

On refait la même expérience avec cette fois une solution d'iodure de potassium de concentration $c = 2,0 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$.

2. Y a-t-il précipitation de l'iodure de plomb ?

Donnée : $K_s(\text{PbI}_2) = 9 \times 10^{-9}$

Exercice 2.2 (4 points)

 5 min

On introduit des ions I^- dans une solution de concentration en ions mercure [Hg^{2+}] = 0,25 mol.L⁻¹ et en ions plomb [Pb^{2+}] = 0,45 mol.L⁻¹.

Quel ion précipite en premier ?

Données : $K_s(\text{HgI}_2) = 10^{-29}$; $K_s(\text{PbI}_2) = 9 \times 10^{-9}$

Exercice 2.3 (3 points)

 5 min

Le chlorure de plomb a une solubilité de 10 g.L⁻¹ à 0 °C. Calculer K_s .

Donnée : $M(\text{PbCl}_2) = 278 \text{ g.mol}^{-1}$.

Exercice 2.4 (5 points)

 5 min

Le produit de solubilité de la chaux $\text{Ca}(\text{OH})_2$ est $K_s = 8 \times 10^{-6}$ à 20 °C.

1. Exprimer la solubilité s en fonction de K_s et la calculer en mol.L⁻¹.

2. Calculer le pH d'une solution saturée de chaux.

Exercice 2.5 (4 points)

 5 min

On introduit du phosphate de calcium $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ en excès dans un volume V d'eau.

1. Exprimer la solubilité s en fonction de K_s .

2. La calculer en mol.L⁻¹.

Donnée : $K_s(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = 4,9 \times 10^{-5}$.

COMMENT SÉPARER DEUX CATIONS PAR PRÉCIPITATION SÉLECTIVE D'HYDROXYDES ?



On peut séparer des cations dans une solution en jouant sur le fait qu'ils ne vont pas précipiter au même pH. Par exemple on veut séparer les ions cadmium Cd^{2+} et magnésium Mg^{2+} en réalisant une précipitation sélective de leurs hydroxydes. On dispose d'une solution contenant des ions cadmium et magnésium à la même concentration de $1,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

$$\text{Données : } K_s(\text{Mg}(\text{OH})_2) = 1,3 \times 10^{-11} ; K_s(\text{Cd}(\text{OH})_2) = 1,2 \times 10^{-14}.$$

Pour les séparer, on va chercher la gamme de pH permettant de faire précipiter l'un des cations sans faire précipiter l'autre.

1. On cherche le pH permettant de faire précipiter plus de 99 % des ions cadmium.

Pour l'hydroxyde de cadmium : $\text{Cd}(\text{OH})_2 \rightleftharpoons \text{Cd}^{2+} + 2\text{OH}^-$; $K_s = [\text{Cd}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2$

Si 99 % des ions Cd^{2+} précipitent, il en reste 1 % donc $[\text{Cd}^{2+}] = 1,0 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$ et

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{\frac{K_s}{[\text{Cd}^{2+}]}} = \sqrt{\frac{1,2 \times 10^{-14}}{1,0 \times 10^{-4}}} = 1,1 \times 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}.$$

Comme $[\text{H}_3\text{O}^+].[\text{OH}^-] = 10^{-14}$, on a $[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{10^{-14}}{[\text{OH}^-]} = 9,1 \times 10^{-10} \text{ mol.L}^{-1}$ et

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = 9,0.$$

Lorsque le pH devient supérieur à 9,0, plus de 99 % des ions Cd^{2+} ont précipité.

2. On cherche le pH permettant de précipiter au maximum 1 % des ions magnésium.

Pour l'hydroxyde de magnésium : $\text{Mg}(\text{OH})_2 \rightleftharpoons \text{Mg}^{2+} + 2\text{OH}^-$; $K_s = [\text{Mg}^{2+}].[\text{OH}^-]^2$

Si 1 % des ions Mg^{2+} précipitent, il en reste 99 % donc $[\text{Mg}^{2+}] = 9,9 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

$$\text{et } [\text{OH}^-] = \sqrt{\frac{K_s}{[\text{Mg}^{2+}]}} = \sqrt{\frac{1,2 \times 10^{-14}}{9,9 \times 10^{-3}}} = 4,0 \times 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}.$$

Comme $[\text{H}_3\text{O}^+].[\text{OH}^-] = 10^{-14}$, on a $[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{10^{-14}}{[\text{OH}^-]} = 2,5 \times 10^{-10} \text{ mol.L}^{-1}$ et

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = 9,6.$$

Lorsque le pH devient supérieur à 9,6, plus de 1 % des ions Mg^{2+} ont précipité.

Donc **la gamme de pH** permettant de faire précipiter 99 % des ions Cd^{2+} sans faire précipiter plus de 1 % des ions Mg^{2+} doit être comprise entre 9 et 9,6.



TOP CHRONO

C'est l'interro !

Exercice 3.1 (10 points)

 20 min

On souhaite séparer les ions cobalt Co^{2+} et aluminium Al^{3+} en réalisant une précipitation sélective de leurs hydroxydes.

Données : $K_s(\text{Al}(\text{OH})_3) = 1,0 \times 10^{-33}$; $K_s(\text{Co}(\text{OH})_2) = 1,6 \times 10^{-15}$.

On dispose d'une solution contenant des ions aluminium et cobalt à la même concentration de $1,0 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$. Déterminer la gamme de pH permettant de faire précipiter 99 % des ions Al^{3+} sans faire précipiter plus de 1 % des ions Co^{2+} .

Exercice 3.2 (10 points)

 20 min

L'obtention du zinc par hydrométallurgie se déroule en plusieurs étapes : lixiviation, élimination des ions fer (III), cémentation et enfin électrolyse.

Au cours de l'étape appelée lixiviation, la calcine issue du grillage est attaquée par une solution d'acide sulfurique. La solution obtenue contient des ions Zn^{2+} mais également un grand nombre d'impuretés. Parmi ces impuretés figurent les ions fer (III) Fe^{3+} qu'on élimine par précipitation avec les ions hydroxyde HO^- . L'équation de la réaction est : $\text{Fe}^{3+} + 3 \text{HO}^- \rightleftharpoons \text{Fe}(\text{OH})_3$.

Une décantation permet de séparer la solution des résidus insolubles tel que l'hydroxyde de fer (III) $\text{Fe}(\text{OH})_3(\text{s})$. L'hydroxyde de fer (III) $\text{Fe}(\text{OH})_3(\text{s})$ commence à précipiter dès que le pH est supérieur à 2,0.

En présence d'ions hydroxyde, les ions zinc peuvent également précipiter selon l'équation : $\text{Zn}^{2+} + 2 \text{HO}^- \rightleftharpoons \text{Zn}(\text{OH})_2$.

1. Donner l'expression littérale du produit de solubilité K_s associée à l'équation précédente.
2. Pour une concentration molaire effective en ions zinc $[\text{Zn}^{2+}] = 2,3 \text{ mol.L}^{-1}$, calculer la concentration molaire en ions hydroxyde $[\text{HO}^-]$ lorsque l'hydroxyde de zinc (II) $\text{Zn}(\text{OH})_2$ commence à précipiter.
3. En déduire la valeur du pH pour laquelle l'hydroxyde de zinc (II) commence à précipiter.
4. Sur un diagramme, indiquer le pH de début de précipitation de l'hydroxyde de zinc (II) et hachurer le domaine d'existence de l'espèce $\text{Zn}(\text{OH})_2(\text{s})$.
5. Dans quel intervalle de pH se place-t-on industriellement pour faire seulement précipiter l'hydroxyde de fer (III) ? Justifier la réponse.

Donnée : $K_s(\text{Zn}(\text{OH})_2) = 1,0 \times 10^{-17}$

4

QUE SIGNIFIE QU'UN ACIDE OU UNE BASE EST FORT OU FAIBLE ?



► Définitions

Un acide fort est un acide qui réagit totalement avec l'eau.

Une base forte est une base qui réagit totalement avec l'eau.

Un acide faible est un acide qui ne réagit pas totalement avec l'eau.

Une base faible est une base qui ne réagit pas totalement avec l'eau.

► Conséquence

► Quand l'acide ou la base est fort, on met une simple flèche \rightarrow dans l'équation de la réaction de cet acide ou de cette base **avec l'eau**.

► Quand l'acide ou la base est faible, on met une double flèche \rightleftharpoons dans l'équation de la réaction de cet acide ou cette base **avec l'eau**.

► Acides forts à connaître

Chlorure d'hydrogène : HCl Solution d'acide chlorhydrique : $\boxed{\text{H}_3\text{O}^+} + \text{Cl}^-$

Acide sulfurique : H_2SO_4 Solution d'acide sulfurique : $2 \boxed{\text{H}_3\text{O}^+} + \text{SO}_4^{2-}$

Acide nitrique : HNO_3 Solution d'acide nitrique : $\boxed{\text{H}_3\text{O}^+} + \text{NO}_3^-$

Acide sulfamique : $\text{NH}_2\text{SO}_3\text{H}$ Solution d'acide sulfamique : $\boxed{\text{H}_3\text{O}^+} + \text{NH}_2\text{SO}_3^-$

Tous les acides forts en solution ont pour formule : H_3O^+ .

► Bases fortes à connaître

Soude (hydroxyde de sodium) : NaOH Solution de soude : $\text{Na}^+ + \boxed{\text{OH}^-}$

Potasse (hydroxyde de potassium) : KOH Solution de potasse : $\text{K}^+ + \boxed{\text{OH}^-}$

Chaux (hydroxyde de calcium) : $\text{Ca}(\text{OH})_2$ Solution de chaux : $\text{Ca}^{2+} + 2 \boxed{\text{OH}^-}$

Toutes les bases fortes en solution ont pour formule : OH^- .

► Acides faibles à connaître

Tous les acides carboxyliques : RCOOH.

Tous les ions ammonium : NH_4^+ ; R-NH_3^+ .

► Bases faibles à connaître

Tous les ions carboxylate : RCOO^- .

Toutes les amines : NH_3 (ammoniac) ; R-NH_2 .



TOP CHRONO

C'est l'interro !

Exercice 4.1 (5 points)

 10 min

Écrire les réactions des espèces suivantes avec l'eau :

1. Acide nitrique.
2. Acide propanoïque.
3. Ion hexanoate.
4. Ammoniac.
5. Acide sulfurique.
6. Soude.
7. Chaux.

Exercice 4.2 (5 points)

 10 min

Écrire les réactions acido-basiques suivantes : on considèrera qu'elles sont toutes totales.

1. Solution d'acide chlorhydrique + solution de soude.
2. Ion méthanoate + solution d'acide sulfamique.
3. Acide éthanoïque + solution de potasse.
4. Solution d'acide sulfurique + ammoniac.
5. Ion ammonium + solution de chaux.

Exercice 4.3 (5 points)

 10 min

On dissout du chlorure d'hydrogène HCl dans de l'eau. On obtient une solution d'acide chlorhydrique.

1. Écrire l'équation de la réaction qui se produit.
On dissout de la potasse solide dans de l'eau.
2. Écrire la réaction qui se produit.
On mélange les deux solutions.
3. Écrire la réaction qui se produit.
Cette réaction est exothermique.
4. Que signifie le mot exothermique ?