

Sens d'évolution d'un système et équilibre chimique

COURS • C16 • TERMINALE

Spécialité de terminale, programme officiel. Cours original rédigé avec une IA. Le cours de ton enseignant fait foi.

Sommaire du cours

Ce que tu dois savoir faire	1
Cours	1
Exemples résolus	7
Méthodes et pièges	8
Vers le PASS	9
Exercices	9
Corrigés	10

Ce que tu dois savoir faire

- Calculer un taux d'avancement final à partir de l'avancement final et de l'avancement maximal.
- Distinguer une transformation totale d'une transformation non totale et interpréter l'état d'équilibre comme un état dynamique.
- Écrire l'expression du quotient de réaction Q_p pour une équation donnée, en phase aqueuse, avec un solide ou avec le solvant.
- Savoir que la constante d'équilibre K ne dépend que de la température et qu'à l'équilibre $Q_p, \text{eq} = K$.
- Prévoir le sens d'évolution spontanée d'un système en comparant Q_p, i à K .
- Prévoir l'effet d'un ajout de réactif, d'un retrait de produit ou d'une dilution sur un système à l'équilibre.
- Déterminer la composition d'un système à l'équilibre à partir de K et d'un tableau d'avancement.
- Écrire l'équation de dissolution d'un solide ionique et l'expression de son produit de solubilité K_s .
- Relier solubilité s et K_s , et prévoir l'apparition d'un précipité.
- Exploiter une mesure de pH ou de conductivité pour déterminer K ou τ .

Cours

1. Transformations totales et non totales

Une transformation chimique est modélisée par une réaction dont l'équation indique les proportions dans lesquelles les réactifs disparaissent et les produits apparaissent. Le **tableau d'avancement** permet de suivre les quantités de matière en fonction de l'**avancement** x (en mol).

L'**avancement maximal** x_{max} est la valeur de x pour laquelle au moins un réactif, le **réactif limitant**, est entièrement consommé. C'est une valeur théorique, calculée à partir de l'état initial.

L'**avancement final** x_f est la valeur effectivement atteinte quand le système n'évolue plus. On le détermine par une mesure (pH, conductivité, absorbance, masse de précipité).

- Si $x_f = x_{\max}$, la transformation est dite **totale** : le réactif limitant a disparu.
- Si $x_f < x_{\max}$, la transformation est dite **non totale** (on dit aussi limitée) : réactifs et produits coexistent à l'état final.

On définit le **taux d'avancement final** :

$$\tau = x_f / x_{\max}$$

C'est un nombre sans unité, compris entre 0 et 1, souvent exprimé en pourcentage. Une transformation est considérée comme totale si τ est très proche de 1 (en pratique $\tau > 0,99$ selon la précision des mesures).

Exemple court : on introduit $1,0 \times 10^{-3}$ mol d'acide éthanóique dans 100 mL d'eau. L'avancement maximal de la réaction avec l'eau est $x_{\max} = 1,0 \times 10^{-3}$ mol. Une mesure de pH donne $x_f = 4,0 \times 10^{-5}$ mol. Alors $\tau = 0,040$: seulement 4,0 % des molécules d'acide ont réagi avec l'eau.

Pour signaler qu'une transformation est non totale, on écrit l'équation avec une double flèche $\rightleftharpoons$. La réaction peut se faire dans le sens direct (de gauche à droite) et dans le sens inverse (de droite à gauche).

2. L'état d'équilibre : un état dynamique

Quand une transformation non totale atteint son état final, les quantités de matière ne varient plus. Ce n'est pas pour autant un état figé. À l'échelle microscopique, des chocs efficaces continuent de se produire dans les deux sens :

- des réactifs se transforment en produits (sens direct) ;
- des produits se transforment en réactifs (sens inverse).

À l'état final, les deux sens ont la **même vitesse** : autant d'entités sont formées que consommées par unité de temps. Les concentrations restent constantes. On parle d'**état d'équilibre dynamique**.

Justification : au début, la concentration des réactifs est grande, donc la vitesse dans le sens direct est grande ; celle des produits est nulle, donc la vitesse dans le sens inverse est nulle. Au fil du temps, la première diminue et la seconde augmente, jusqu'à leur égalité. On peut le vérifier par marquage isotopique : si l'on ajoute à un équilibre une espèce marquée, on la retrouve peu à peu dans les autres espèces, alors que les quantités globales ne changent pas.



Atteinte de l'équilibre

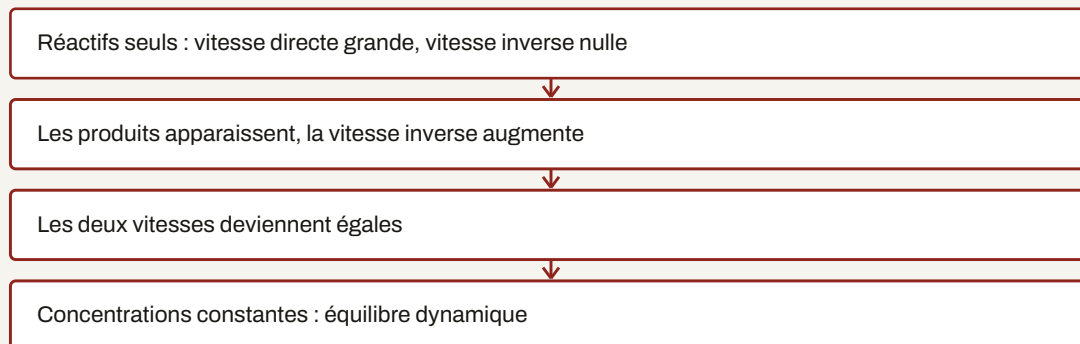
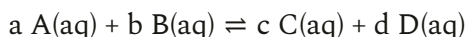


Schéma de principe original • lire les conditions et limites dans le texte

3. Le quotient de réaction Q_r

Pour une réaction d'équation générale en solution aqueuse



on définit le **quotient de réaction** dans un état quelconque du système :

$$Q_r = ([C]^c \times [D]^d) / ([A]^a \times [B]^b)$$

où les concentrations sont exprimées en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et divisées par la concentration standard $c^\circ = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Le quotient Q_r est donc **sans unité**. Par convention, on écrit simplement $[A]$ pour $[A]/c^\circ$.

Règles d'écriture, à connaître parfaitement :

- Les produits sont au numérateur, les réactifs au dénominateur.
- Chaque concentration est élevée à la puissance de son nombre stœchiométrique.
- Le **solvant** (l'eau, notée $\text{H}_2\text{O}(l)$) n'apparaît pas : sa contribution vaut 1.
- Les **solides** (s) n'apparaissent pas : leur contribution vaut 1.
- Les espèces dissoutes (aq) apparaissent par leur concentration.

Exemples :

- $\text{CH}_3\text{COOH}(aq) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^-(aq) + \text{H}_3\text{O}^+(aq)$: $Q_r = [\text{CH}_3\text{COO}^-] \times [\text{H}_3\text{O}^+] / [\text{CH}_3\text{COOH}]$.
- $\text{Zn}(s) + \text{Cu}^{2+}(aq) \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+}(aq) + \text{Cu}(s)$: $Q_r = [\text{Zn}^{2+}] / [\text{Cu}^{2+}]$.
- $\text{AgCl}(s) \rightleftharpoons \text{Ag}^+(aq) + \text{Cl}^-(aq)$: $Q_r = [\text{Ag}^+] \times [\text{Cl}^-]$.

Le quotient Q_r dépend de l'état du système : il varie au cours de la transformation. Dans l'état initial, on le note $Q_{r,i}$. Il dépend aussi de la façon dont on écrit l'équation : si l'on inverse l'équation, Q_r devient $1/Q_r$; si l'on multiplie tous les nombres stœchiométriques par 2, Q_r est élevé au carré.

Remarque : dans le cas d'une réaction en solvant non aqueux où l'eau est un produit et non le solvant (estérification), l'eau figure dans Q_r . Si la somme des nombres stœchiométriques est la même de chaque côté, le volume se simplifie et Q_r peut s'écrire avec les quantités de matière.

4. La constante d'équilibre K

Dans l'état d'équilibre, le quotient de réaction prend une valeur particulière notée Q_{eq} . L'expérience montre que cette valeur ne dépend pas de l'état initial : pour une équation donnée, elle ne dépend que de la **température**. On l'appelle **constante d'équilibre K** :

$$Q_{\text{eq}} = K(T)$$

Conséquences :

- K est sans unité.
- K ne dépend ni des concentrations initiales ni du volume ni de la présence d'un catalyseur. Un **catalyseur** accélère l'atteinte de l'équilibre (il accélère les deux sens) mais ne modifie pas K ni la composition finale.
- Modifier la température modifie K, donc l'état d'équilibre.
- Pour des réactions acido-basiques, la constante d'équilibre de la réaction d'un acide avec l'eau est la **constante d'acidité** K_a , avec $pK_a = -\log K_a$. Pour l'autoprotolyse de l'eau, $2 \text{H}_2\text{O}(l) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(aq) + \text{HO}^-(aq)$, on a $K_e = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{HO}^-] = 1,0 \times 10^{-14}$ à 25 °C.

Ordre de grandeur et taux d'avancement : plus K est grand, plus l'équilibre est déplacé vers les produits. En pratique, une réaction de constante $K > 10^4$ est souvent quasi totale, et une réaction de constante $K < 10^{-4}$ ne se produit presque pas. Mais le **taux d'avancement final dépend aussi de l'état initial** (concentrations, proportions) : pour une même valeur de K, τ change si l'on dilue ou si l'on met un réactif en excès. Les seuils 10^4 et 10^{-4} sont des repères, pas des lois.

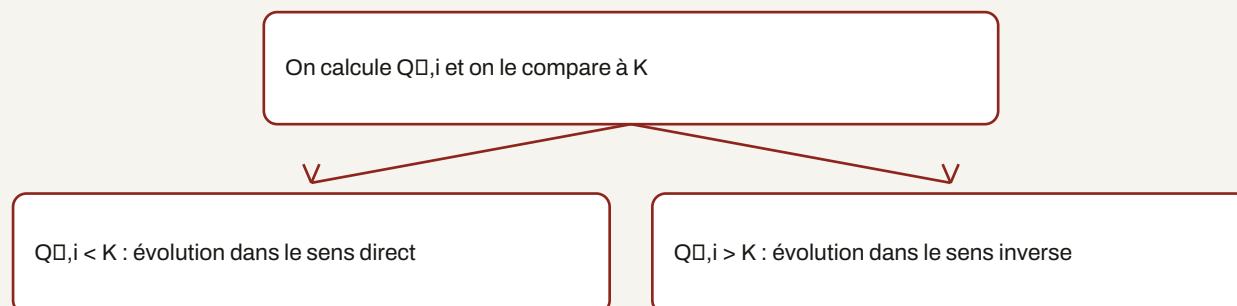
Exemple court : l'acide éthanoïque a pour $K_a = 1,8 \times 10^{-5}$ à 25 °C. Dans une solution de concentration $c = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, τ vaut environ 4 % ; dans une solution 100 fois plus diluée, τ vaut environ 34 %. Même K, τ différent.

5. Critère d'évolution spontanée

Un système hors équilibre évolue spontanément de façon que son quotient de réaction tende vers K. On compare donc Q_{eq} à K :

- Si $Q_{\text{eq}} < K$: Q_{eq} doit augmenter. Le numérateur (produits) doit croître et le dénominateur (réactifs) diminuer : le système évolue dans le **sens direct**.
- Si $Q_{\text{eq}} > K$: Q_{eq} doit diminuer, le système évolue dans le **sens inverse**.
- Si $Q_{\text{eq}} = K$: le système est déjà à l'équilibre, il n'évolue pas (macroscopiquement).

Critère d'évolution spontanée



Deux branches distinctes • ce schéma ne relie pas les deux issues entre elles

Cas particulier : si un réactif est absent au départ ($Q_{\square,i}$ infini) le système ne peut évoluer que dans le sens où ce réactif est formé. Si un produit est absent ($Q_{\square,i} = 0$), le système évolue dans le sens direct.

Ce critère est général. Il sert pour les réactions acido-basiques, d'oxydoréduction (fonctionnement des piles), de précipitation et d'estérification. Il ne dit rien de la **vitesse** : un système peut évoluer spontanément dans le sens direct de façon si lente que rien ne s'observe à notre échelle de temps (on parle de blocage cinétique).

6. Déplacement d'un état d'équilibre

Un système à l'équilibre vérifie $Q_{\square} = K$. Si l'on modifie une concentration sans changer la température, $Q_{\square}$ change mais K reste le même : le système n'est plus à l'équilibre et évolue de nouveau jusqu'à ce que $Q_{\square} = K$. On dit que l'équilibre est **déplacé**.

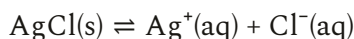
Méthode : calculer l'effet de la perturbation sur $Q_{\square}$, puis appliquer le critère.

- **Ajout d'un réactif** : le dénominateur augmente, $Q_{\square}$ diminue et devient inférieur à K . Évolution dans le sens direct : on consomme une partie du réactif ajouté et l'on forme des produits.
- **Ajout d'un produit** : $Q_{\square}$ augmente, $Q_{\square} > K$, évolution dans le sens inverse.
- **Retrait d'un produit** (distillation, précipitation, dégagement gazeux, complexation) : $Q_{\square}$ diminue, évolution dans le sens direct. C'est le moyen le plus efficace pour rendre une transformation quasi totale.
- **Dilution** : toutes les concentrations sont divisées par le même facteur. L'effet sur $Q_{\square}$ dépend des nombres stœchiométriques. Pour $\text{HA(aq)} + \text{H}_2\text{O(l)} \rightleftharpoons \text{A}^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$, $Q_{\square} = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]}$: une dilution d'un facteur 10 divise $Q_{\square}$ par 10, donc $Q_{\square} < K$ et l'acide se dissocie davantage. C'est pourquoi τ augmente quand on dilue un acide faible.
- **Mise en excès d'un réactif** dès l'état initial : x_{max} est fixé par l'autre réactif, et la condition $Q_{\square,\text{eq}} = K$ impose un avancement plus proche de x_{max} . Le taux d'avancement final augmente.
- **Changement de température** : K change. Le sens du déplacement dépend de la réaction ; on l'établit expérimentalement en lycée.

Ces résultats traduisent une tendance générale : un système à l'équilibre soumis à une perturbation évolue dans le sens qui modère cette perturbation.

7. Dissolution et produit de solubilité

Quand on introduit un solide ionique dans l'eau, il se dissout en ions. Exemple :



Tant que tout le solide se dissout, il n'y a pas d'équilibre : la dissolution est totale. Si l'on ajoute assez de solide, il en reste une partie non dissoute : la solution est **saturée**, et le solide est en équilibre avec ses ions. La constante de cet équilibre est le **produit de solubilité** K_s :

$$K_s = [\text{Ag}^+]_{\text{eq}} \times [\text{Cl}^-]_{\text{eq}}$$

Le solide n'apparaît pas dans l'expression (contribution égale à 1). Comme toute constante d'équilibre, K_s est sans unité et ne dépend que de la température. On utilise aussi $\text{p}K_s = -\log K_s$. Exemples à 25 °C : $K_s(\text{AgCl}) = 1,8 \times 10^{-10}$; $K_s(\text{PbI}_2)$ de l'ordre de 10^{-8} ; $K_s(\text{CaF}_2)$ de l'ordre de 10^{-11} .

La **solubilité** s d'un solide est la quantité maximale de solide qu'on peut dissoudre par litre de solution (en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$), à une température donnée. On l'exprime aussi en $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$ (solubilité massique = $s \times M$).

Relation entre s et K_s dans l'eau pure, à partir de l'équation :

- Type AB, par exemple AgCl : $[\text{Ag}^+] = [\text{Cl}^-] = s$, donc $K_s = s^2$ et $s = \sqrt{K_s}$.
- Type AB₂, par exemple PbI₂(s) $\rightleftharpoons$ Pb²⁺(aq) + 2 I⁻(aq) : $[\text{Pb}^{2+}] = s$ et $[\text{I}^-] = 2s$, donc $K_s = s \times (2s)^2 = 4s^3$.
- Type A₂B, par exemple Ag₂CrO₄ : $[\text{Ag}^+] = 2s$ et $[\text{CrO}_4^{2-}] = s$, donc $K_s = 4s^3$.

Attention : comparer les K_s ne permet de comparer les solubilités que pour des solides de même type (même formule générale).

Prévoir une précipitation. On mélange deux solutions contenant des ions susceptibles de former un solide. On calcule le quotient de réaction de la dissolution, $Q_{\text{R}} = [\text{Ag}^+]_i \times [\text{Cl}^-]_i$, avec les concentrations juste après mélange (en tenant compte de la dilution) :

- si $Q_{\text{R}} < K_s$, la solution n'est pas saturée : pas de précipité ;
- si $Q_{\text{R}} > K_s$, la dissolution évolue dans le sens inverse : il se forme un **précipité** jusqu'à ce que $Q_{\text{R}} = K_s$;
- si $Q_{\text{R}} = K_s$, la solution est tout juste saturée.

Effet d'ion commun. Dans une solution contenant déjà des ions Cl⁻ (par exemple NaCl à 0,10 mol·L⁻¹), la solubilité de AgCl diminue : $[\text{Ag}^+] = s'$ et $[\text{Cl}^-] \approx 0,10$, d'où $s' = K_s / 0,10 = 1,8 \times 10^{-9} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, environ 7 000 fois moins que dans l'eau pure. C'est un déplacement d'équilibre : l'ajout du produit Cl⁻ fait évoluer la dissolution dans le sens inverse.

Facteurs de la solubilité. La solubilité dépend de la température (le plus souvent elle augmente quand T augmente), de la présence d'ions communs et du pH lorsque l'un des ions a des propriétés acido-basiques (un carbonate ou un hydroxyde se dissout mieux en milieu acide, car H₃O⁺ consomme l'anion et déplace la dissolution dans le sens direct).



Déplacer une dissolution

Ion commun ajouté : solubilité diminuée

Ion consommé par un acide ou un complexant : solubilité augmentée

Température modifiée : K_s modifié

Dilution d'une solution saturée : du solide se dissout

Repères complémentaires, sans séquence causale

8. Déterminer K et τ par la mesure

Deux mesures sont courantes au lycée.

Par pH-métrie. Pour un acide HA de concentration apportée c , on mesure le pH. On en déduit $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} = 10^{\text{puissance}(-\text{pH})}$. Le tableau d'avancement dans un volume V donne $[\text{A}^-]_{\text{eq}} = [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}$ (en négligeant l'autoprotolyse de l'eau) et $[\text{HA}]_{\text{eq}} = c - [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}$. Alors :

$$\tau = [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} / c \text{ et } K_a = [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}^2 / (c - [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}})$$

Par conductimétrie. La conductivité σ d'une solution vaut $\sigma = \sum \lambda_{\text{ion}} [\text{X}_{\text{ion}}]$, où λ_{ion} est la conductivité molaire ionique de l'ion X_{ion} (loi de Kohlrausch, valable en solution diluée). Avec $[\text{X}_{\text{ion}}]$ en $\text{mol}\cdot\text{m}^{-3}$, λ_{ion} en $\text{S}\cdot\text{m}^2\cdot\text{mol}^{-1}$ et σ en $\text{S}\cdot\text{m}^{-1}$. Pour un acide faible : $\sigma = (\lambda(\text{H}_3\text{O}^+) + \lambda(\text{A}^-)) \times [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}$, ce qui donne $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}$, puis τ et K . Attention à la conversion : $1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1} = 1\,000 \text{ mol}\cdot\text{m}^{-3}$.

À retenir : Q décrit l'état actuel du système, K décrit l'état d'équilibre. La comparaison des deux donne le sens d'évolution, jamais la vitesse.

Exemples résolus

Exemple 1 : taux d'avancement et constante d'acidité de l'acide éthanóïque

Énoncé : on prépare une solution d'acide éthanóïque de concentration apportée $c = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Son pH, mesuré à 25 °C, vaut 3,4. a) Écrire l'équation de la réaction de l'acide avec l'eau et l'expression de Q . b) Calculer le taux d'avancement final. c) Calculer la constante d'équilibre K_a et le $\text{p}K_a$.

Résolution : a) $\text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$. L'eau est le solvant, elle n'apparaît pas : $Q = [\text{CH}_3\text{COO}^-] \times [\text{H}_3\text{O}^+] / [\text{CH}_3\text{COOH}]$. b) $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} = 10^{\text{puissance}(-3,4)} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1} = 3,98 \times 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Si la réaction était totale, on aurait $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{max}} = c = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ (l'eau est en excès).

Comme le volume est le même, $\tau = x_f / x_{\text{max}} = [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} / c = 3,98 \times 10^{-4} / 1,0 \times 10^{-2} = 0,040$. $\tau = 4,0 \%$: la transformation est très limitée. c) À l'équilibre, $[\text{CH}_3\text{COO}^-]_{\text{eq}} = [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} = 3,98 \times 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ et $[\text{CH}_3\text{COOH}]_{\text{eq}} = c - [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} = 1,0 \times 10^{-2} - 3,98 \times 10^{-4} = 9,60 \times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. $K_a = (3,98 \times 10^{-4})^2 / 9,60 \times 10^{-3} = 1,585 \times 10^{-7} / 9,60 \times 10^{-3} = 1,7 \times 10^{-5}$, d'où $\text{p}K_a = 4,8$. C'est cohérent avec la valeur tabulée (4,76) compte tenu de la précision du pH, donné avec un seul chiffre après la virgule.

Exemple 2 : sens d'évolution et composition finale d'une estérification

Énoncé : la réaction acide éthanoïque + éthanol $\rightleftharpoons$ éthanoate d'éthyle + eau a pour constante $K = 4,0$ à la température de l'expérience. Tous les constituants sont liquides et miscibles, l'eau n'est pas le solvant. Un mélange contient initialement 1,0 mol d'acide, 1,0 mol d'alcool, 0,50 mol d'ester et 0,50 mol d'eau. a) Dans quel sens le système évolue-t-il ? b) Déterminer la composition à l'équilibre.

Résolution : a) L'équation est $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5 + \text{H}_2\text{O}$. Il y a deux espèces de chaque côté, avec des coefficients égaux à 1 : le volume V se simplifie, et $Q_{\text{P}} = (n(\text{ester}) \times n(\text{eau})) / (n(\text{acide}) \times n(\text{alcool}))$. $Q_{\text{P},i} = (0,50 \times 0,50) / (1,0 \times 1,0) = 0,25$. Comme $Q_{\text{P},i} = 0,25 < K = 4,0$, le système évolue dans le sens direct : il se forme de l'ester. b) Tableau d'avancement : $n(\text{acide}) = n(\text{alcool}) = 1,0 - x$; $n(\text{ester}) = n(\text{eau}) = 0,50 + x$. À l'équilibre : $(0,50 + x)^2 / (1,0 - x)^2 = 4,0$. Les deux membres étant positifs ($0 < x < 1,0$), on prend la racine carrée : $(0,50 + x) / (1,0 - x) = 2,0$, soit $0,50 + x = 2,0 - 2,0x$, donc $3,0x = 1,5$ et $x = 0,50$ mol. Composition : **0,50 mol d'acide, 0,50 mol d'alcool, 1,0 mol d'ester, 1,0 mol d'eau**. Vérification : $Q_{\text{P},\text{eq}} = (1,0 \times 1,0) / (0,50 \times 0,50) = 4,0 = K$.

Exemple 3 : solubilité du chlorure d'argent et test de précipitation

Énoncé : à 25 °C, $K_s(\text{AgCl}) = 1,8 \times 10^{-10}$. $M(\text{AgCl}) = 143,4 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$. a) Calculer la solubilité de AgCl dans l'eau pure, en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ puis en $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$. b) On mélange 10,0 mL de nitrate d'argent à $1,0 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et 10,0 mL de chlorure de sodium à $1,0 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Observe-t-on un précipité ? c) Calculer la solubilité de AgCl dans une solution de chlorure de sodium à $0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Résolution : a) $\text{AgCl}(s) \rightleftharpoons \text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$. Dans l'eau pure, $[\text{Ag}^+] = [\text{Cl}^-] = s$, donc $K_s = s^2$ et $s = \sqrt{1,8 \times 10^{-10}} = 1,3 \times 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Solubilité massique : $s \times M = 1,34 \times 10^{-5} \times 143,4 = 1,9 \times 10^{-3} \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$, soit environ 2 mg par litre. b) Après mélange, le volume total est 20,0 mL : chaque concentration est divisée par 2. $[\text{Ag}^+]_i = [\text{Cl}^-]_i = 5,0 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. $Q_{\text{P}} = (5,0 \times 10^{-4})^2 = 2,5 \times 10^{-7}$. Comme $Q_{\text{P}} > K_s$, la dissolution évolue dans le sens inverse : **un précipité blanc de AgCl se forme**. c) $[\text{Cl}^-] \approx 0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ (la quantité apportée par AgCl est négligeable) et $[\text{Ag}^+] = s'$. $K_s = s' \times 0,10$ donc $s' = 1,8 \times 10^{-10} / 0,10 = 1,8 \times 10^{-9} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. L'hypothèse $s' \ll 0,10$ est vérifiée. La solubilité est divisée par environ 7 000 : effet d'ion commun.

Méthodes et pièges

- Méthode type : écris l'équation, écris Q_{P} (produits au numérateur, puissances = nombres stœchiométriques), calcule $Q_{\text{P},i}$, compare à K , conclus sur le sens, puis fais un tableau d'avancement pour l'état final.
- N'écris jamais l'eau solvant ni un solide dans Q_{P} . Mais si l'eau est un produit dans un milieu non aqueux (estérification), elle y figure.
- Ne confonds pas Q_{P} (variable, dépend de l'état) et K (fixe à température donnée).
- Ne conclus pas « K grand donc $\tau = 1$ » sans calcul : τ dépend aussi des concentrations initiales. Inversement, ne dis pas « τ dépend de K seulement ».
- Lors d'un mélange de solutions, recalcule toutes les concentrations avec le volume total avant de calculer Q_{P} .
- Pour un solide de type AB_2 ou A_2B , $K_s = 4s^3$ et non s^2 : n'oublie ni le coefficient 2 dans la concentration ni l'exposant 2.
- Ne compare deux solubilités par leurs K_s que si les solides sont du même type.

- Un catalyseur ne déplace pas l'équilibre : il ne modifie ni K ni τ , seulement la durée pour atteindre l'état final.
- Le critère d'évolution ne dit rien de la vitesse : « évolution spontanée » ne veut pas dire « évolution rapide ».
- Pour une racine carrée dans une équation d'équilibre, vérifie que l'avancement trouvé est compris entre 0 et $x_{\max}$.

Vers le PASS

En PASS, le quotient de réaction et la constante d'équilibre sont reliés à l'enthalpie libre de réaction : $\Delta \square G = \Delta \square G^\circ + RT \ln Q$, et $K = \exp(-\Delta \square G^\circ / RT)$. Le critère « $Q < K$ donc sens direct » devient « $\Delta \square G < 0$ donc évolution spontanée ». On étudie aussi l'effet quantitatif de la température sur K (relation de van 't Hoff), les équilibres acido-basiques en milieu biologique (tampon bicarbonate du sang), la solubilité des sels de calcium (calculs rénaux, minéralisation osseuse et dentaire) et les équilibres de fixation d'un ligand sur une protéine, qui obéissent exactement à la même logique de constante d'équilibre.

Suite en PASS : Thermodynamique et équilibres chimiques

Exercices

Niveau 1 : s'entraîner

1. Écrire l'expression du quotient de réaction pour chacune des réactions suivantes. a) $\text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$. b) $\text{Zn}(\text{s}) + \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{Cu}(\text{s})$. c) $\text{PbI}_2(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{I}^-(\text{aq})$. d) $2 \text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 2 \text{I}^-(\text{aq}) \rightleftharpoons 2 \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + \text{I}_2(\text{aq})$.
2. Une transformation a un avancement maximal $x_{\max} = 2,0 \times 10^{-3}$ mol et un avancement final $x_f = 1,5 \times 10^{-3}$ mol. a) Calculer le taux d'avancement final. b) La transformation est-elle totale ?
3. Une réaction a pour constante $K = 1,0 \times 10^3$ à 25 °C. Prévoir le sens d'évolution spontanée d'un système pour lequel : a) $Q_i = 25$; b) $Q_i = 5,0 \times 10^3$; c) $Q_i = 1,0 \times 10^3$; d) l'un des produits est absent dans l'état initial.
4. La solubilité du fluorure de calcium CaF_2 dans l'eau pure vaut $s = 2,1 \times 10^{-4}$ mol·L⁻¹ à 25 °C. a) Écrire l'équation de dissolution. b) Exprimer K_s en fonction de s . c) Calculer K_s et pK_s .
5. On dissout de l'acide méthanoïque HCOOH dans l'eau, à la concentration apportée $c = 0,10$ mol·L⁻¹. Le pH mesuré vaut 2,38. Calculer $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}$ puis le taux d'avancement final.

Niveau 2 : type bac

6. Reprendre la solution de l'exercice 5. a) Écrire l'équation de la réaction et le tableau d'avancement pour un volume $V = 1,0$ L. b) Calculer les concentrations à l'équilibre de HCOOH et de HCOO^- . c) En déduire K_a et pK_a . d) On dilue la solution 10 fois. Montrer, sans calcul de pH, que le taux d'avancement final augmente.
7. On mélange 1,0 mol d'acide éthanoïque et 2,0 mol d'éthanol. Constante de l'estérification : $K = 4,0$. a) Calculer le taux d'avancement final. b) Le comparer au taux obtenu avec un mélange équimolaire de 1,0 mol de chaque réactif. c) Citer une autre méthode pour augmenter le taux d'avancement.
8. On mélange 20,0 mL d'une solution de nitrate de plomb à $2,0 \times 10^{-3}$ mol·L⁻¹ et 30,0 mL d'une solution d'iodure de potassium à $4,0 \times 10^{-3}$ mol·L⁻¹. On donne $K_s(\text{PbI}_2) = 1,0 \times 10^{-8}$ et $M(\text{PbI}_2) = 461,0$

- $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$. a) Observe-t-on un précipité jaune de PbI_2 ? b) Calculer la solubilité de PbI_2 dans l'eau pure, en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ puis en $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$. c) Calculer sa solubilité dans une solution d'iodure de potassium à $0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
9. Une solution d'ammoniac de concentration apportée $c = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ a un pH de 10,6 à 25°C .
a) Écrire l'équation de la réaction de l'ammoniac NH_3 avec l'eau et l'expression de Q_{P} . b) Calculer $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}$ puis $[\text{HO}^-]_{\text{eq}}$ ($K_e = 1,0 \times 10^{-14}$). c) Calculer le taux d'avancement final. d) Calculer la constante d'équilibre de cette réaction.
10. Les ions fer(III) et thiocyanate forment un ion complexe rouge : $\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + \text{SCN}^-(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{FeSCN}^{2+}(\text{aq})$. Un système est à l'équilibre. Prévoir l'évolution de la couleur dans chacun des cas, en justifiant par Q_{P} : a) ajout de quelques gouttes de solution concentrée de Fe^{3+} ; b) ajout d'ions fluorure F^- , qui forment avec Fe^{3+} un complexe incolore très stable ; c) dilution d'un facteur 2 par ajout d'eau.

Niveau 3 : vers le PASS

11. On considère l'équilibre $\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{Ag}(\text{s}) + \text{Fe}^{3+}(\text{aq})$, de constante $K = 3,2$ à 25°C . On prépare un mélange contenant de la poudre d'argent en excès et les ions Ag^+ , Fe^{2+} , Fe^{3+} , chacun à $0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. a) Dans quel sens le système évolue-t-il ? b) Calculer les concentrations des ions à l'équilibre.
12. Une solution contient des ions chlorure à $1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et des ions chromate CrO_4^{2-} à $1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. On y ajoute progressivement des ions Ag^+ , sans variation notable de volume. $K_s(\text{AgCl}) = 1,8 \times 10^{-10}$; $K_s(\text{Ag}_2\text{CrO}_4) = 1,1 \times 10^{-12}$. a) Calculer la concentration en Ag^+ à partir de laquelle chaque précipité apparaît. b) Lequel apparaît en premier ? c) Quelle proportion des ions chlorure reste en solution quand le précipité rouge de Ag_2CrO_4 commence à se former ? Conclure sur l'intérêt de cette méthode pour doser les chlorures.
13. Vrai ou faux ? Justifier chaque réponse. a) La constante d'équilibre d'une réaction dépend des concentrations initiales. b) Si l'on écrit l'équation dans le sens inverse, la constante devient $1/K$. c) Pour une réaction de constante $K = 10^4$, le taux d'avancement final vaut exactement 1. d) L'ajout d'un catalyseur augmente le taux d'avancement final. e) Le sel AgCl ($K_s = 1,8 \times 10^{-10}$) est plus soluble dans l'eau pure que Ag_2CrO_4 ($K_s = 1,1 \times 10^{-12}$).

Corrigés

1. On place les produits au numérateur, les réactifs au dénominateur, chaque concentration à la puissance de son nombre stœchiométrique, sans l'eau solvant ni les solides.
- a) $Q_{\text{P}} = [\text{CH}_3\text{COO}^-] \times [\text{H}_3\text{O}^+] / [\text{CH}_3\text{COOH}]$ (l'eau est le solvant). b) $Q_{\text{P}} = [\text{Zn}^{2+}] / [\text{Cu}^{2+}]$ (Zn et Cu sont solides). c) $Q_{\text{P}} = [\text{Pb}^{2+}] \times [\text{I}^-]^2$ (le solide n'apparaît pas, pas de dénominateur). d) $Q_{\text{P}} = [\text{Fe}^{2+}]^2 \times [\text{I}_2] / ([\text{Fe}^{3+}]^2 \times [\text{I}^-]^2)$.
2. a) $\tau = x_f / x_{\text{max}} = 1,5 \times 10^{-3} / 2,0 \times 10^{-3} = 0,75$, soit 75 %.
- b) $\tau < 1$: **la transformation n'est pas totale** ; à l'état final, il reste 25 % de l'avancement possible non réalisé, réactifs et produits coexistent.
3. On compare $Q_{\text{P},i}$ à $K = 1,0 \times 10^3$.
- a) $25 < K$: **sens direct**. b) $5,0 \times 10^3 > K$: **sens inverse**. c) $Q_{\text{P},i} = K$: **le système est déjà à l'équilibre**, pas d'évolution macroscopique. d) Un produit absent donne $Q_{\text{P},i} = 0 < K$: **sens direct**.
4. a) $\text{CaF}_2(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{F}^-(\text{aq})$.

b) Pour une mole de solide dissous on obtient 1 mol de Ca^{2+} et 2 mol de F^- : $[\text{Ca}^{2+}] = s$ et $[\text{F}^-] = 2s$. $K_s = [\text{Ca}^{2+}] \times [\text{F}^-]^2 = s \times (2s)^2 = 4s^3$. c) $s^3 = (2,1 \times 10^{-4})^3 = 9,26 \times 10^{-12}$; $K_s = 4 \times 9,26 \times 10^{-12} = 3,7 \times 10^{-11}$. $\text{p}K_s = -\log(3,7 \times 10^{-11}) = 10,4$.

5. $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} = 10$ puissance $(-2,38) = 4,2 \times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. L'eau est en excès, l'acide est limitant : si la réaction était totale, $[\text{H}_3\text{O}^+]$ vaudrait $c = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. $\tau = [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} / c = 4,17 \times 10^{-3} / 0,10 = 0,042$, soit 4,2 % : l'acide méthanoïque est un acide faible.

6. a) $\text{HCOOH}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{HCOO}^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$. Pour $V = 1,0 \text{ L}$: état initial $n(\text{HCOOH}) = 0,10 \text{ mol}$, eau en excès, 0 mol de HCOO^- et de H_3O^+ (on néglige l'autoprotolyse). État final : $n(\text{HCOOH}) = 0,10 - x_f$; $n(\text{HCOO}^-) = n(\text{H}_3\text{O}^+) = x_f$, avec $x_f = 4,17 \times 10^{-3} \text{ mol}$ (exercice 5). $x_{\text{max}} = 0,10 \text{ mol}$.

b) $[\text{HCOO}^-]_{\text{eq}} = [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} = 4,2 \times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$; $[\text{HCOOH}]_{\text{eq}} = 0,10 - 0,00417 = 9,58 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. c) $K_a = (4,17 \times 10^{-3})^2 / 9,58 \times 10^{-2} = 1,739 \times 10^{-5} / 9,58 \times 10^{-2} = 1,8 \times 10^{-4}$; $\text{p}K_a = -\log(1,8 \times 10^{-4}) = 3,7$ (valeur tabulée : 3,75). d) Juste après la dilution, toutes les concentrations sont divisées par 10. $Q = [\text{HCOO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]/[\text{HCOOH}]$ est multiplié par $(1/10 \times 1/10) / (1/10) = 1/10$. On avait $Q = K_a$, on a maintenant $Q = K_a/10 < K_a$: le système évolue dans le sens direct, l'acide se dissocie davantage, τ augmente.

7. a) Tableau : acide $1,0 - x$; alcool $2,0 - x$; ester x ; eau x . L'acide est limitant : $x_{\text{max}} = 1,0 \text{ mol}$. Le volume se simplifie (coefficients égaux). À l'équilibre : $x^2 / ((1,0 - x)(2,0 - x)) = 4,0$, soit $x^2 = 4,0 \times (2,0 - 3,0x + x^2) = 8,0 - 12x + 4,0x^2$, d'où $3,0x^2 - 12x + 8,0 = 0$. Discriminant : $144 - 96 = 48$; $\sqrt{48} = 6,93$. Solutions : $x = (12 - 6,93)/6,0 = 0,845 \text{ mol}$ ou $x = (12 + 6,93)/6,0 = 3,15 \text{ mol}$. La seconde dépasse x_{max} : on garde $x_f = 0,845 \text{ mol}$. $\tau = 0,845 / 1,0 = 0,85$, soit 85 %.

b) Mélange équimolaire : $x^2 / (1,0 - x)^2 = 4,0$ donne $x / (1,0 - x) = 2,0$, soit $x = 2/3 = 0,67 \text{ mol}$ et $\tau = 67$ %. L'excès d'alcool fait passer τ de 67 % à 85 % : déplacement de l'équilibre dans le sens direct. c) Éliminer un produit au fur et à mesure, par exemple l'eau (appareil de Dean-Stark) ou l'ester par distillation : Q diminue, l'équilibre est déplacé dans le sens direct.

8. a) Volume total : 50,0 mL. $[\text{Pb}^{2+}]_i = 2,0 \times 10^{-3} \times 20,0 / 50,0 = 8,0 \times 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. $[\text{I}^-]_i = 4,0 \times 10^{-3} \times 30,0 / 50,0 = 2,4 \times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Pour $\text{PbI}_2(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{I}^-(\text{aq})$: $Q = [\text{Pb}^{2+}] \times [\text{I}^-]^2 = 8,0 \times 10^{-4} \times (2,4 \times 10^{-3})^2 = 8,0 \times 10^{-4} \times 5,76 \times 10^{-6} = 4,6 \times 10^{-9}$. $Q < K_s$: pas de précipité.

b) $K_s = 4s^3$ donc $s^3 = 2,5 \times 10^{-9}$ et $s = \sqrt[3]{2,5 \times 10^{-9}} = 1,4 \times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ ($1,357 \times 10^{-3}$). Solubilité massique : $1,357 \times 10^{-3} \times 461,0 = 0,63 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$. c) $[\text{I}^-] \approx 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ et $[\text{Pb}^{2+}] = s'$. $K_s = s' \times (0,10)^2$ donc $s' = 1,0 \times 10^{-8} / 1,0 \times 10^{-2} = 1,0 \times 10^{-6} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Hypothèse vérifiée ($2s' \ll 0,10$). La solubilité est divisée par plus de 1 000 (effet d'ion commun).

9. a) $\text{NH}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{HO}^-(\text{aq})$; $Q = [\text{NH}_4^+] \times [\text{HO}^-] / [\text{NH}_3]$.

b) $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} = 10$ puissance $(-10,6) = 2,5 \times 10^{-11} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. $[\text{HO}^-]_{\text{eq}} = K_e / [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} = 1,0 \times 10^{-14} / 2,51 \times 10^{-11} = 4,0 \times 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. c) Si la réaction était totale, $[\text{HO}^-]$ vaudrait c . $\tau = 3,98 \times 10^{-4} / 1,0 \times 10^{-2} = 0,040$, soit 4,0 %. d) $[\text{NH}_4^+]_{\text{eq}} = [\text{HO}^-]_{\text{eq}} = 3,98 \times 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$; $[\text{NH}_3]_{\text{eq}} = 1,0 \times 10^{-2} - 3,98 \times 10^{-4} = 9,60 \times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. $K = (3,98 \times 10^{-4})^2 / 9,60 \times 10^{-3} = 1,7 \times 10^{-5}$.

10. $Q = [\text{FeSCN}^{2+}] / ([\text{Fe}^{3+}] \times [\text{SCN}^-])$ et, à l'équilibre, $Q = K$.

a) Le dénominateur augmente : $Q < K$, évolution dans le sens direct, formation de FeSCN^{2+} : la couleur rouge s'intensifie. b) Les ions F^- consomment Fe^{3+} : $[\text{Fe}^{3+}]$ diminue, $Q > K$, évolution dans le sens inverse, FeSCN^{2+} disparaît : la solution se décolore. c) Toutes les concentrations sont divisées par 2 : Q est multiplié par $(1/2) / (1/2 \times 1/2) = 2$. $Q = 2K > K$: évolution dans le sens inverse, une partie du complexe se dissocie. La couleur pâlit, à la fois par dilution et par ce déplacement.

11. a) $Q_{\text{P}} = [\text{Fe}^{3+}] / ([\text{Ag}^+] \times [\text{Fe}^{2+}])$ (l'argent solide n'apparaît pas). $Q_{\text{P},i} = 0,10 / (0,10 \times 0,10) = 10$. $Q_{\text{P},i} = 10 > K = 3,2$: **évolution dans le sens inverse** : l'argent est oxydé par Fe^{3+} (possible car l'argent solide est présent).

b) Notons y l'avancement volumique dans le sens inverse : $[\text{Fe}^{3+}] = 0,10 - y$; $[\text{Ag}^+] = [\text{Fe}^{2+}] = 0,10 + y$. À l'équilibre : $(0,10 - y) / (0,10 + y)^2 = 3,2$, soit $0,10 - y = 3,2 \times (0,010 + 0,20y + y^2) = 0,032 + 0,64y + 3,2y^2$. D'où $3,2y^2 + 1,64y - 0,068 = 0$. Discriminant : $1,64^2 + 4 \times 3,2 \times 0,068 = 2,6896 + 0,8704 = 3,56$; $\sqrt{3,56} = 1,887$. Racine positive : $y = (-1,64 + 1,887) / 6,4 = 0,0386 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. On obtient $[\text{Fe}^{3+}] = 0,061 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et $[\text{Ag}^+] = [\text{Fe}^{2+}] = 0,139 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Vérification : $0,0614 / (0,1386)^2 = 0,0614 / 0,01921 = 3,2 = K$.

12. a) AgCl précipite quand $[\text{Ag}^+] \times [\text{Cl}^-]$ atteint K_s : $[\text{Ag}^+] = 1,8 \times 10^{-10} / 1,0 \times 10^{-2} = 1,8 \times 10^{-8} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Ag_2CrO_4 précipite quand $[\text{Ag}^+]^2 \times [\text{CrO}_4^{2-}]$ atteint K_s : $[\text{Ag}^+] = \sqrt{(1,1 \times 10^{-12} / 1,0 \times 10^{-2})} = \sqrt{1,1 \times 10^{-10}} = 1,0 \times 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

b) Il faut beaucoup moins d'ions Ag^+ pour atteindre la saturation de AgCl : **AgCl précipite en premier**, bien que son K_s soit plus grand (les deux solides ne sont pas du même type). c) Quand Ag_2CrO_4 commence à précipiter, $[\text{Ag}^+] = 1,05 \times 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et la solution est toujours saturée en AgCl : $[\text{Cl}^-] = 1,8 \times 10^{-10} / 1,05 \times 10^{-5} = 1,7 \times 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Proportion restante : $1,7 \times 10^{-5} / 1,0 \times 10^{-2} = 1,7 \times 10^{-3}$, soit **0,17 %**. Plus de 99,8 % des chlorures ont précipité quand apparaît la couleur rouge : le chromate sert d'**indicateur de fin de dosage** des chlorures par les ions argent (méthode de Mohr).

13. a) **Faux** : K ne dépend que de la température (pour une équation donnée).

b) **Vrai** : le quotient de l'équation inverse est l'inverse du quotient, à l'équilibre il vaut $1/K$. c) **Faux** : à l'équilibre, réactifs et produits coexistent, donc $\tau < 1$ strictement ; τ est très proche de 1 si les concentrations le permettent, mais sa valeur dépend aussi de l'état initial. d) **Faux** : un catalyseur accélère les deux sens de la réaction, il réduit la durée pour atteindre l'équilibre sans modifier K ni τ . e) **Faux** malgré l'apparence : on ne compare pas des K_s de solides de types différents. $s(\text{AgCl}) = \sqrt{1,8 \times 10^{-10}} = 1,3 \times 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$; pour Ag_2CrO_4 , $K_s = 4s^3$ donne $s = \sqrt[3]{(1,1 \times 10^{-12} / 4)} = \sqrt[3]{2,75 \times 10^{-13}} = 6,5 \times 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Ag_2CrO_4 est **environ 5 fois plus soluble** en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$.