

C5 — Sens d'évolution spontanée d'un système chimique

Thème 1 · Matière · Physique-Chimie Terminale

Table des matières

1	Pourquoi ce chapitre ?	1
2	Ce que tu vas apprendre	1
3	1. Quotient de réaction	2
4	2. Constante d'équilibre	2
5	3. Critère d'évolution spontanée	3
6	4. Caractère d'un état d'équilibre	3
7	Carte mentale	4
8	À retenir absolument	4
9	Pour aller plus loin	5

1 Pourquoi ce chapitre ?

Si tu mélanges deux solutions, **dans quel sens va se dérouler la réaction** ? Va-t-elle avancer dans le sens direct ou dans le sens inverse ? Le chapitre précédent (C4) décrivait **comment** compter les moles. Ici, on répond à la question prédictive : **quel sera l'état final** du système ?

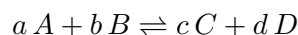
L'outil-clé : le **quotient de réaction** Q_r , qu'on compare à la **constante d'équilibre** K . Un simple quotient suffit à prédire le sens d'évolution.

2 Ce que tu vas apprendre

- Définir et calculer le **quotient de réaction** Q_r
- Définir la **constante d'équilibre** K
- Appliquer le **critère d'évolution spontanée**
- Comprendre la notion d'**état d'équilibre chimique**

3 1. Quotient de réaction

Pour une réaction en solution aqueuse :



Quotient de réaction

$$Q_r = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

- Les concentrations sont divisées par $c^\circ = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ (grandeur sans dimension).
- Les **solides** et le **solvant** (eau) n'apparaissent **pas** dans Q_r .
- Q_r dépend des concentrations **à l'instant considéré** : il évolue au fil de la réaction.

Piège — Qui apparaît dans Q_r ?

- Espèces dissoutes (aq) : **oui**, avec leur concentration
- Gaz : oui (via la pression, pas au programme ici)
- **Solides** : **non** (leur « concentration » est une constante absorbée dans K)
- **Eau solvant** : **non** (en quantité très grande, considérée constante)

Exemple : pour $\text{Fe(s)} + 2\text{H}^+_{(\text{aq})} \rightarrow \text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})} + \text{H}_2(\text{g})$, on écrit $Q_r = [\text{Fe}^{2+}]/[\text{H}^+]^2$ (Fe et H_2 ne sont pas en solution).

4 2. Constante d'équilibre

Quand la réaction atteint son **état d'équilibre** (stationnaire, quand les concentrations cessent de varier), le quotient de réaction prend une valeur particulière, **caractéristique de la réaction et de la température** :

Constante d'équilibre

$$Q_{r,\text{éq}} = K$$

- K est la **constante d'équilibre** (ou constante thermodynamique).
- K ne dépend **que de la température** (pas des concentrations initiales).
- **Grande valeur de K** ($K \gg 1$) : réaction quasi totale dans le sens direct.
- **Petite valeur de K** ($K \ll 1$) : équilibre fortement déplacé vers les réactifs.

Analogie — Le thermostat

K , c'est comme une **température de consigne** sur un thermostat : la réaction s'arrange toujours pour que Q_r atteigne cette valeur-là, quelles que soient les conditions initiales. Le chemin pour y arriver peut différer, mais la destination est la même. Changer la température ? Tu déplaces la consigne.

5 3. Critère d'évolution spontanée

On calcule $Q_{r,i}$ dans l'état **initial** et on le compare à K :

Critère d'évolution spontanée

- Si $Q_{r,i} < K$: le système évolue dans le **sens direct** (\rightarrow) : création de produits, consommation de réactifs. Donc Q_r augmente jusqu'à K .
- Si $Q_{r,i} > K$: le système évolue dans le **sens inverse** (\leftarrow) : régénération des réactifs, consommation des produits. Donc Q_r diminue jusqu'à K .
- Si $Q_{r,i} = K$: le système est **déjà à l'équilibre**, aucune évolution macroscopique.

L'idée clé : le système évolue **toujours** dans le sens qui rapproche Q_r de K .

Analogie — L'altitude d'équilibre

Imagine une bille dans une gouttière dont le fond est à une altitude K . Quelle que soit l'altitude initiale de la bille ($Q_{r,i}$), elle finira **toujours** au fond :

- Si $Q_{r,i} > K$ (trop haut) : elle descend (sens inverse)
- Si $Q_{r,i} < K$ (trop bas) : elle remonte (sens direct)
- Si $Q_{r,i} = K$: elle y est déjà, immobile

Note : l'analogie avec l'altitude est valable pour la **direction**, pas pour la **vitesse** (voir cinétique).

Exemple — Réaction de l'argent

Pour $\text{Cu}_{(s)} + 2 \text{Ag}^+_{(aq)} \rightarrow \text{Cu}^{2+}_{(aq)} + 2 \text{Ag}_{(s)}$, on a $K \approx 2 \times 10^{15}$.

On mélange $[\text{Ag}^+]_0 = 0,10 \text{ mol/L}$ et $[\text{Cu}^{2+}]_0 = 0,01 \text{ mol/L}$, en présence de lames de cuivre et d'argent.

$$Q_{r,i} = \frac{[\text{Cu}^{2+}]}{[\text{Ag}^+]^2} = \frac{0,01}{(0,10)^2} = 1$$

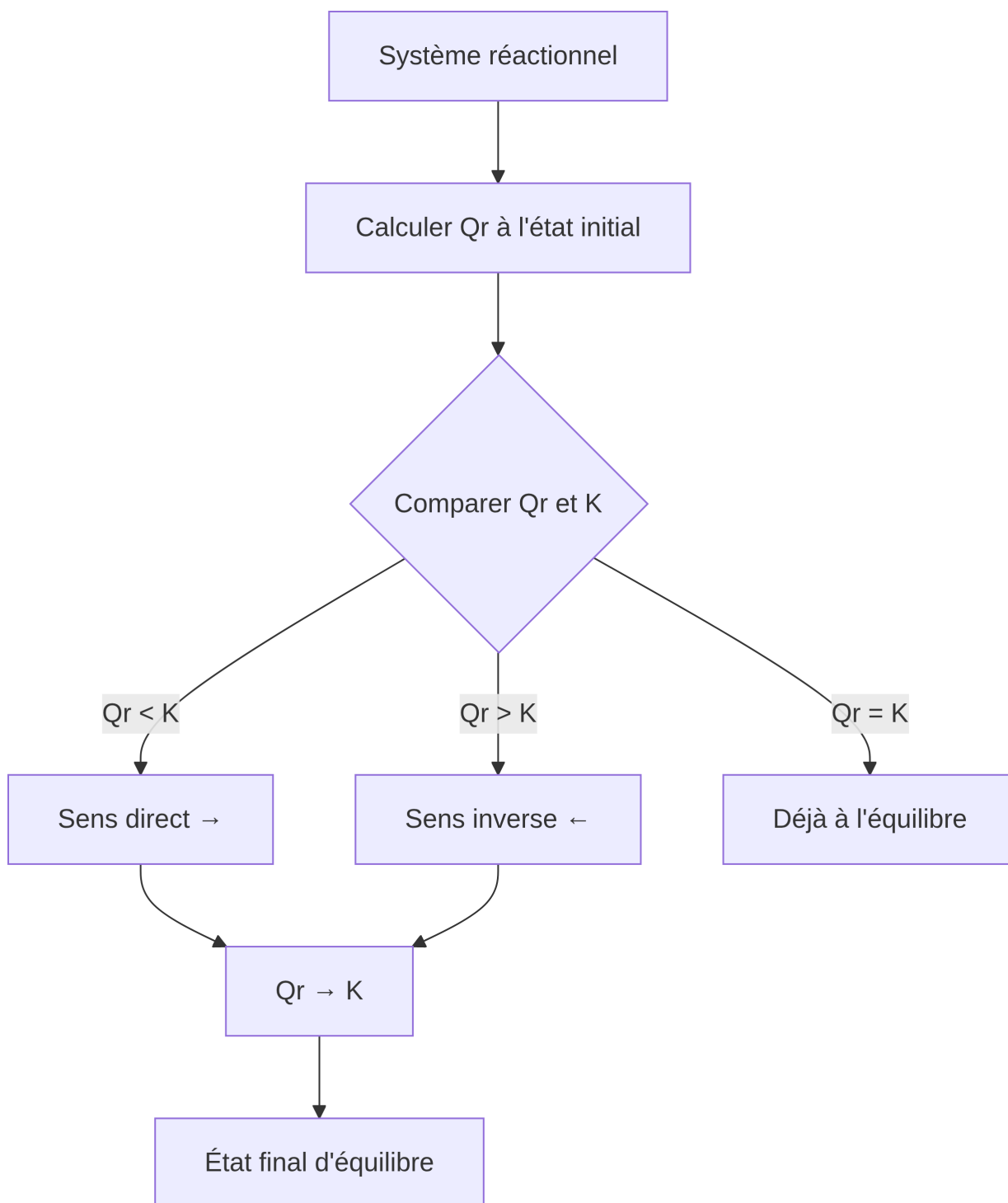
$Q_{r,i} = 1 \ll K$: le système évolue dans le **sens direct**, le cuivre réagit avec les ions argent. Et comme K est **énorme**, la réaction est **quasi totale** : presque tous les ions Ag^+ seront consommés.

6 4. Caractère d'un état d'équilibre

Un état d'équilibre est **dynamique** : les réactions directe et inverse continuent à se produire, mais à la même vitesse. Les concentrations **macroscopiques** restent constantes, mais à l'échelle microscopique, les molécules continuent de réagir dans les deux sens.

C'est pourquoi on écrit l'équation avec \rightleftharpoons : elle rappelle que les deux sens coexistent en permanence.

7 Carte mentale



8 À retenir absolument

- **Quotient de réaction** : $Q_r = \frac{\prod[\text{produits}]^\nu}{\prod[\text{réactifs}]^\nu}$, sans solides ni solvant.
- **Constante d'équilibre** : $K = Q_r$ à l'équilibre, dépend uniquement de la température.
- **Critère** : évolution directe si $Q_{r,i} < K$, inverse si $Q_{r,i} > K$, aucune si $Q_{r,i} = K$.
- $K \gg 1$ réaction quasi totale ; $K \ll 1$ équilibre vers les réactifs.

- Un équilibre est **dynamique** (les deux sens coexistent microscopiquement).
-

9 Pour aller plus loin

- [Cours officiel \(PDF\)](#)
- Force des acides et des bases (C6)
- Transformation forcée par électrolyse (C8)